

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

**ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА**

Г. І. Гуріна

ГАЛОГЕНИ ТА ЇХНІ ПОХІДНІ

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

**Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2018**

УДК 546(075.8)

Г95

Автор

Гуріна Галина Іванівна, кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рецензенти:

Калугін Олег Миколайович, кандидат хімічних наук, доцент, декан хімічного факультету, професор кафедри неорганічної хімії Харківського національного університету імені В.Н. Каразіна

Шемчук Леонід Антонович, доктор хімічних наук, професор Харківського хіміко-фармацевтичного університету

Хоботова Еліна Борисівна, доктор хімічних наук, професор кафедри технології дорожньо-будівельних матеріалів і хімії Харківського національного автомобільно-дорожнього університету

*Рекомендовано до друку Вченою радою ХНУМГ ім. О. М. Бекетова,
протокол № 9 від 27 квітня 2018 р.*

Гуріна Г. І.

Г95 Галогени та їхні похідні : навч. посібник / Г. І. Гуріна; Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2018. – 221 с.

У посібнику викладено основні властивості, методи одержання, роль галогенів у біохімічних та хіміко-технологічних процесах. У посібнику до всіх розділів наведено необхідні завдання для самостійної роботи студентів.

Для студентів вищих навчальних закладів хімічних та нехімічних спеціальностей всіх форм навчання.

УДК 546(075.8)

© Г. І. Гуріна, 2018

© ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2018

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	4
1 ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНІВ.....	6
2 ПОШИРЕННЯ ГАЛОГЕНІВ У ПРИРОДІ.....	9
3 ДОБУВАННЯ ГАЛОГЕНІВ.....	11
4 ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ГАЛОГЕНІВ.....	16
5 ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ГАЛОГЕНІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК....	18
6 БІОЛОГІЧНА РОЛЬ ГАЛОГЕНІВ. ЗАСТОСУВАННЯ ЇХНІХ СПОЛУК	67
7 ВЗАЄМОДІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ІЗ ГАЛОГЕНАМИ.....	72
8 ВАРІАНТИ ІНДИВІДУАЛЬНИХ ЗАВДАНЬ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ ПОЗААУДИТОРНОЇ РОБОТИ.....	149
9 ВАРІАНТИ ЗАВДАНЬ ДЛЯ ВИКОНАННЯ САМОСТІЙНОЇ АУДИТОРНОЇ РОБОТИ.....	170
СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	184
ДОДАТОК.....	185

ПЕРЕДМОВА

Навчальний посібник повністю відповідає навчальній програмі з курсу неорганічної хімії для студентів хімічних та нехімічних спеціальностей всіх форм навчання. Доцільність посібника, у якому докладно розглянуто властивості галогенів та їхніх сполук, обумовлена тим, що вони відіграють значну роль у біологічних та хіміко-технологічних процесах. У зв'язку з обмеженою інформацією у більшості підручників із питань властивостей та сфер застосування галогенів у посібнику розширений та поглиблений навчальний матеріал із цієї теми для надання студентам можливостей для самостійного засвоєння навчального матеріалу.

Структура посібника складається з загальної характеристики галогенів, інформації про знаходження їх у природі та організмі людини, методів одержання галогенів у лабораторних та промислових умовах. Загальна характеристика галогенів та їх похідних містить таку інформацію, як електронна структура атомів, потенціали іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність, ступені окиснення. На підставі цих даних робиться висновок про можливі кислотно-основні та окисно-відновні властивості галогенів. У посібнику розглянуто та визначено роль, яку галогени та їхні похідні відіграють у біохімічних та хіміко-технологічних процесах, описані сучасні та традиційні методи одержання галогенів та їхніх сполук.

Вагоме місце у посібнику займає детальний розгляд фізичних та хімічних властивостей галогенів та їхніх сполук. Для останніх також наведено реакції їх одержання та ті реакції, у яких вони є вихідними речовинами для одержання інших, важливих для промисловості речовин. Ці дані подано у формі таблиць, у яких зазначено тип реакцій та найважливіші технологічні параметри, необхідні для реалізації та інтенсифікації цих процесів.

Актуальним є розділ, присвячений ролі сполук, що розглядаються. Роль галогенів важко переоцінити внаслідок того, що вони входять до складу життєвих органів та дуже потрібні для нормального функціонування організму людини та тварин.

Галогени та їхні похідні є також основою багатьох лікарських препаратів та засобів, що поліпшують стан здоров'я людини. Крім того, флориди, хлориди, броміди та йодиди належать до групи життєво необхідних мікроелементів з різною добовою потребою організму. Дані щодо обсягу цієї потреби та обґрунтування її необхідності також подано у посібнику.

З метою організації ефективної позааудиторної та аудиторної самостійної роботи студентів у посібнику наведено завдання, питання та розрахункові задачі. Це дозволить студентам засвоїти навчальний матеріал не тільки за зазначеною темою, а також і за іншими розділами неорганічної хімії, а саме при розв'язанні розрахункових задач, складанні рівнянь окисно-відновних реакцій, реакцій комплексоутворення та ін.

У додатках подано довідковий матеріал, необхідний для виконання індивідуальних завдань.

1 ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНІВ

${}^9\text{F}\dots 2s^2 2p^5$		${}^{17}\text{Cl}\dots 3s^2 3p^5$		${}^{35}\text{Br}\dots 4s^2 4p^5$	
17,42	19,0	12,97	35,5	11,84	80,0
0,073	1,695	0,099	3,214	0,114	3,12
4,1	-219,6	2,83	-101	2,74	-7
2,87	$6,25\cdot 10^{-2}$	+1,36	$1,7\cdot 10^{-2}$	11,07	$1,6\cdot 10^{-4}$
${}^{83}\text{I}\dots 5s^2 5p^5$			${}^{85}\text{At}\dots 6s^2 6p^5$		
10,45	127,0		9,2	210,0	
0,133	4,94		0,145	—	
2,21	114		1,96	314	
+0,54	$4\cdot 10^{-5}$		+0,2	—	

Рисунок 1.1 – Фізичні властивості галогенів

До галогенів належать Флуор (F), Хлор (Cl), Бром (Br), Йод (I) і Астат (At). Усі вони розташовані у сьомій групі періодичної системи елементів, у її головній підгрупі. Назву «галогени» (солероди або солетвори) вони мають через те, що здатні з металами безпосередньо (без участі кисню) утворювати солі. Схожість і відмінність властивостей галогенів обумовлені електронною конфігурацією їх атомів, будову зовнішнього енергетичного рівня яких виражають загальною формулою $ns^2 np^5$.

Відсутність d -підрівня у атома Флуору, а також того, що на передостанньому рівні у нього тільки два, а не вісім електронів, як у всіх інших p -елементів, є причиною низки особливостей у фізичних та хімічних властивостях цього елемента відносно інших галогенів.

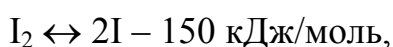
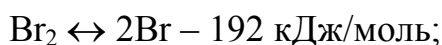
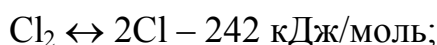
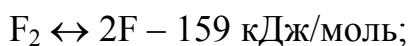
Через те, що в електронній структурі атомів галогенів не вистачає усього лише по одному електрону до побудови конфігурації інертного газу, для усіх цих елементів найхарактернішою є валентність I і ступінь окиснення -1. Найлегше переходить у цю ступінь окиснення атом Флуору, а найважче – атом Астату.

Цим і вичерпуються валентні можливості передусім атома Флуору, бо у його атома на зовнішньому енергетичному рівні немає жодної вільної орбіталі, і тому розпарювання електронів як $2s$ -, так і $2p$ - підрівня неможливе.

Атоми Хлору й інших галогенів мають вільний *d*-підрівень і тому шляхом розпарювання і переходу одного із електронів *ns*- або *np*- підрівня на $(n - 1)$ *d*-орбіталі, вони здатні збільшити свої валентні можливості. Оскільки кожне розпарювання електронів підвищує валентність зразу на дві одиниці, то галогени, починаючи з Хлору під час утворення сполук, виявляють непарну валентність I, III, V та VII і ступені окиснення -1 ; $+1$; $+3$; $+5$ та $+7$. Для Хлору відомі також сполуки із ступенем окиснення $+4$ та $+6$, а для Йоду $+4$.

Високий потенціал йонізації атома Флуора, а також найвище значення електронегативності цього елемента з усіх вже відомих, виключає імовірність існування позитивних значень ступеня окиснення Флуору в його сполуках.

Якщо взяти до уваги енергії дисоціації двохатомних молекул галогенів:



то можна дійти висновку, що їх термічна стійкість доволі незвичайно змінюється у ряду галогенів. Енергія дисоціації молекул галогенів під час переходу від Флуору до Хлору збільшується, а потім в ряду $\text{Cl}_2 - \text{I}_2$ поступово знижується. Останнє пояснюють збільшенням радіусів атомів у ряду $\text{Cl} < \text{Br} < \text{I}$, внаслідок чого зменшуються сили притягування валентних електронів, які здійснюють зв'язок у молекулі, до ядер атомів. Підвищення ж стійкості молекул при переході від F_2 до Cl_2 викликано особливістю утворення хімічного зв'язку між двома сусідніми атомами. У той час як у молекулі F_2 він здійснюється тільки однією парою валентних електронів за обмінним механізмом, у молекулах Cl_2 , Br_2 і I_2 поряд із цим різновидом зв'язку виникає π -ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом (цей зв'язок часто ще називають дативним зв'язком).

Нижче схематично показано утворення таких зв'язків у молекулі Хлору (рис. 1.2):

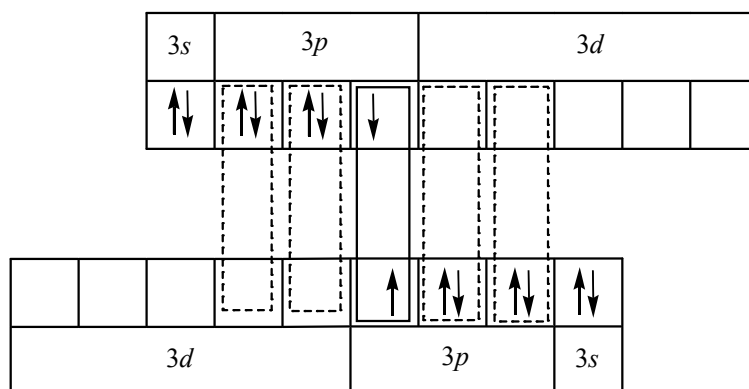


Рисунок 1.2 – Схема утворення дативних зв'язків у молекулах Cl_2 , Br_2 і I_2

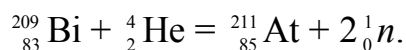
Особливість останніх полягає у тому, що електронні пари, що належать одному атому галогену, укорінюються у вільні d -орбіталі сусіднього атома і навпаки. У атомів Флуору немає вільних d -орбіталей і тому π -ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом між ними утворитися не може.

Закономірно зростають у ряду галогенів (із збільшенням атомного номера) електронегативність та атомні радіуси, послаблюються неметалічні властивості й окиснювальна здатність та деякі інші властивості, що залежать від величини енергії міжмолекулярної взаємодії. Через те, що молекули галогенів неполярні, між ними виникає тільки дисперсійна взаємодія, енергія якої тим більша, чим більша поляризованість молекул. Остання ж із зростанням радіусів атомів, зв'язаних у молекули, збільшується у ряду від F_2 до I_2 .

2 ПОШИРЕННЯ ГАЛОГЕНІВ У ПРИРОДІ

У природі Флуор і Хлор трапляються найчастіше, у той час, як Бром і Йод менш поширені (здебільшого розсіяні). Природний Флуор і Йод мають по одному ізотопу, Бром і Хлор – по два: $^{79}_{35}\text{Br}$ (50,56 %); $^{81}_{35}\text{Br}$ (49,44 %); $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,53 %); $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,47 %). Астат – радіоактивний елемент, стабільних ізотопів не має. Синтезовано близько 20 радіоактивних ізотопів Астату; найбільш довговічний із них нуклід $^{210}_{85}\text{At}$ (період напіврозпаду становить 8,3 годин).

Астат, що означає «нестійкий», у природі не зустрічається, його добувають штучно (Е. Серге, 1940 р.), наприклад, під час дії α -частинок на Бісмут:



Інші галогени у природі зустрічаються переважно у зв'язаному стані і здебільшого у вигляді солей.

Найважливішими природними сполуками Флуору, що у перекладі з грецької означає «руйнівний» є мінерали флюорит або плавиковий шпат CaF_2 , фторапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ і кріоліт Na_3AlF_6 . Останній мінерал зраховують до рідких, що зустрічаються у невеликій кількості. Флуор входить до складу живих організмів (в організмі людини міститься 2,6 г Флуору, із них 2,5 г – у кістках), бере участь у процесах утворення зубів і кісток, у обміні речовин та у активації деяких ферментів. Нормальне надходження Флуору в організм людини обмежується 0,5–2 мг на добу. Знижений або підвищений його вміст призводить до різних захворювань.

Значні запаси Хлору, що у перекладі з грецької означає «жовто-зелений», знаходяться у світовому океані (середній вміст $18,83 \text{ г/дм}^3$); у вигляді NaCl ($50\text{--}240 \text{ г/дм}^3$) він зустрічається у підземних розсолах.

У земній корі Хлор розповсюджений у вигляді кам'яної солі – галіту NaCl , карналіту $\text{KCl} \cdot \text{MgCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, сильвіну KCl , сильвініту $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, каїніту $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, бішофіту $\text{MgCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; тахгідриту $2\text{MgCl}_2 \cdot \text{CaCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. У вільному стані – у вулканічних газах.

Вміст Хлору в організмі людини становить 0,25 % (0,45 % від сухої маси), у плазмі крові – 0,32–0,37 %, у рослинах він залежить від виду і від

складу ґрунту, наприклад, тютюн містить 2,3 % Хлору, морква – 1,5 %, зерно злаків – 0,05 %, картопля – 0,03 %.

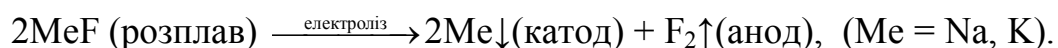
Власні мінерали Броду, що у перекладі з грецької означає «смердючий» унаслідок неприємного запаху, у природі зустрічаються достатньо рідко. Це, насамперед, бромаргірит AgBr і емболіт $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br})$, бромкарналіт $\text{KBr} \cdot \text{MgBr}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, бромсильвініт $\text{K}(\text{Cl}, \text{Br})$. В основному Бром у природі знаходиться у розсіяному стані та є постійним супутником Хлору. Солі Броду зазнають легкого вилуження і накопичуються у морській воді (масова частка 0,065 %), розсолах соляних озер (до 0,2 %) і в підземних розсолах (0,1 %) зазвичай пов'язаних з соляними та нафтовими родовищами.

Йод, що у перекладі з грецької означає «фіолетовий», у вигляді власних мінералів йодоргірита AgI та лаутариту $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ зустрічається рідко. Він зазвичай знаходиться у розсіяному стані в магматичних і осадових гірських породах (масова частка $10^{-4} - 10^{-5} \%$). Йод легко зазнає вилуження із них водами і концентрується організмами, наприклад водоростями, де його масова частка у попелу становить до 0,5 %. У промисловій кількості Йод зустрічається у підземних водах (0,01–0,1 кг/м^3 і вище), нафтових і газових родовищах, у покладах чилійської та цейлонської селітри (до 1 %).

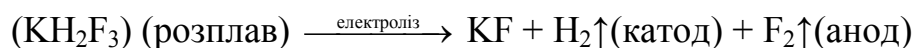
3 ДОБУВАННЯ ГАЛОГЕНІВ

Уже у 1810 році Андре Марі Ампер висловив припущення про існування Флуору. У 1886 р. Анрі Муассан здобув Флуор за допомогою електролізу Калій фториду, розчиненого у безводному зрідженому гідрогенфториді в апараті із Платини.

Сучасний спосіб здобування Флуору полягає у електролізі розплавів фторидів лужних металів:

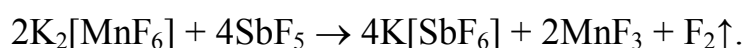
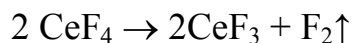


Для зниження температури плавлення відповідних фторидів для проведення електролізу застосовують кислі фториди складу $\text{KF} \cdot 2\text{HF}$ (KN_2F_3), що дозволяє проводити процес за 70–120 °С ($T_{\text{пл}}$ чистого KF складає 857°С):



Як матеріал для електролізера використовують Купрум, Нікол або сталь через те, що їх поверхня вкривається щільною плівкою фториду, яка перешкоджає подальшій корозії реактора (електролізера).

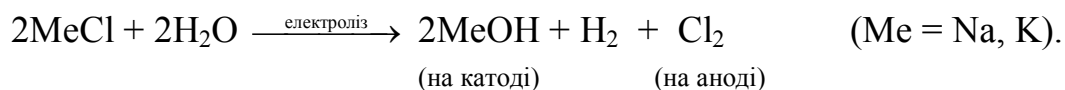
У лабораторних умовах Флуор можна одержати термолізом вищих або найвищих фторидів деяких металів, наприклад:



Водночас масова частка виходу у більшості випадків не перевищує 15 % від своєї початкової маси.

У 1772 році Карл Вільгельм Шееле здобув перший із галогенів – Хлор – окисненням хлоридної кислоти піролюзитом (MnO_2). У 1810 році Деві визначив його як хімічний елемент.

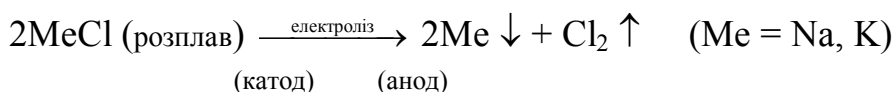
Практично весь Хлор, що виробляють у світі, здобувають електрохімічним методом:



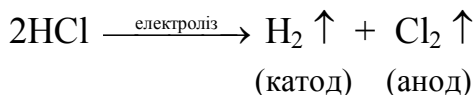
Найбільше розповсюдження (з 1975 р.) має так званий мембранний метод, коли катодний і анодний простір електролізера розділені катіонообмінною мембраною. Цей метод дозволяє здобути чисті луги, він абсолютно безпечний, потребує меншої витрати енергії і менших капіталовкладень. На виробництво Хлору у промислово розвинутих країнах витрачають

приблизно 2 % від усієї виробленої електроенергії і 28 % енергії, яку споживають у електрохімічній промисловості.

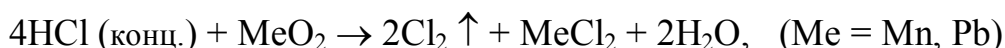
Надто чистий Хлор добувають електролізом розплаву:



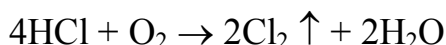
або електролізом розчину:



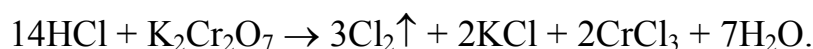
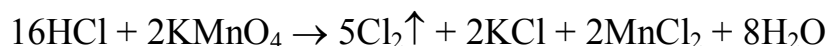
У лабораторних умовах Хлор здобувають способом Велдона:



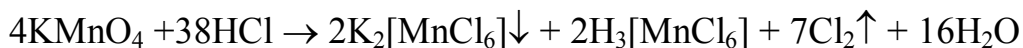
або внаслідок процесу Дікона (каталізатор CuCl_2):



Хлор у лабораторних умовах можна одержати також взаємодією концентрованої хлоридної кислоти з такими сильними окиснювачами, як KMnO_4 або $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

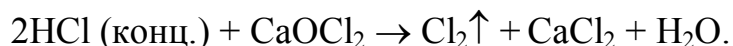
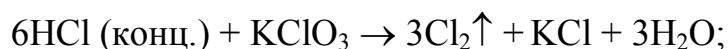
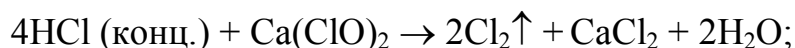
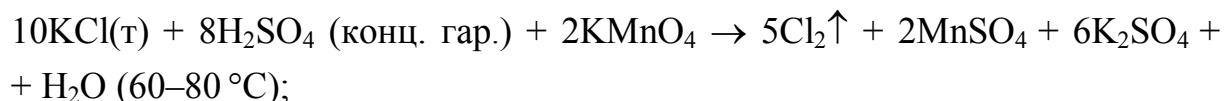
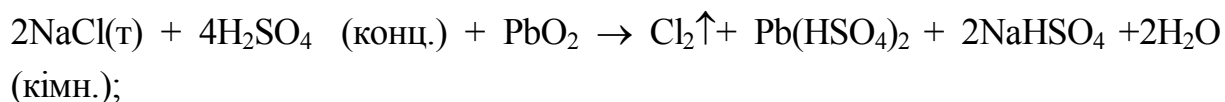


Реакція твердого KMnO_4 з концентрованою HCl перебігає з утворенням темно-коричневого малорозчинного Калій гексахлороманганату (IV) і розчину, що містить хлоридні комплекси Mn (III) :



Повне відновлення KMnO_4 до MnCl_2 здійснюють у разі великого надлишку HCl .

Із інших методів здобування Хлору в лабораторних умовах варто зазначити такі:

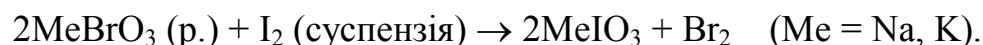
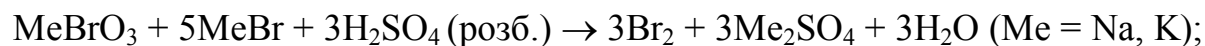
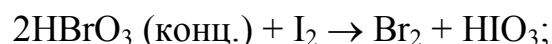
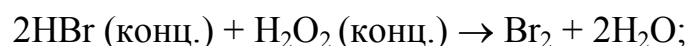
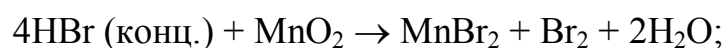
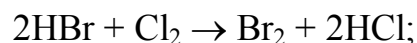
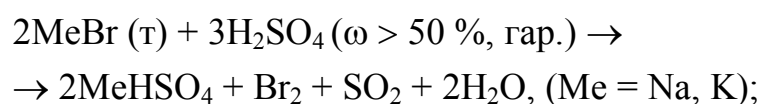
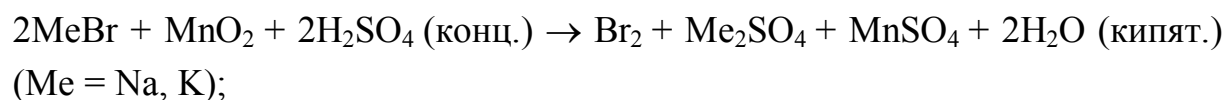


Бром був вперше добутий у 1826 р. Монпельє Беларом у морській воді і ним же був докладно досліджений.

Для промислового здобування Броду використовують морську воду, озерні і підземні луги калійного виробництва (концентрація Броду до 4–5 кг/м³), які містять Бром у вигляді Br⁻. Бром виділяють перепусканням Cl₂ із подальшою відгонкою з водяною парою (за концентрації Броду у розчині більш ніж 1 кг/м³) або повітрям у насадочних колонах із кераміки. Розчини, що мають лужну реакцію, попередньо підкислюють до pH = 2,5–3,0, щоб уникнути утворення оксокислот Броду:



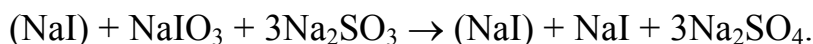
У лабораторних умовах Бром можна здобути при дії сильних окисників Na₂BrO₃, MnO₂, H₂SO₄ (конц.), K₂Cr₂O₇, H₂O₂ (конц.) на сполуки Броду у ступені окиснення –1 (NaBr, KBr, HBr), або внаслідок взаємодії сполук Броду у вищих ступенях окиснення +5 (HBrO₃, KBrO₃, NaBrO₃) із сильними відновниками (KBr, KI, HI, I₂):



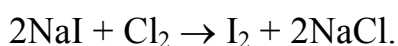
Йод був відкритий у 1811 р. Бернаром Куртуа у попелу морських водоростей, а вже з 1815 р. Жозеф Луї Гей-Люссак почав розглядати його як хімічний елемент.

Йод добувають із вод нафтових і газових родовищ. Із цією метою мінералізовану воду, що містить Йод із масовою часткою 0,001–0,01 % у вигляді йодидів, підкислюють сульфатною або хлоридною кислотою до pH = 2,5–3,5: оброблюють Cl₂ або розчином NaNO₂ для переведення

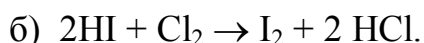
йону Γ у йод. Останній потім адсорбують активованим вугіллям або аніонітом. Із вод з підвищеною температурою ($>40\text{ }^{\circ}\text{C}$), йод, що виділився, видують повітрям (повітряно-десорбційний метод). Насичене йодом вугілля промивають розчином NaOH , після чого утворюється розчин NaI та NaIO_3 . Із насиченого аніоніту Йод дістають за допомогою суміші розчинів Na_2SO_3 і NaCl :



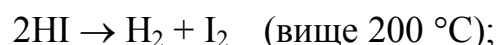
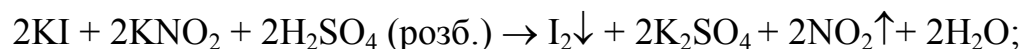
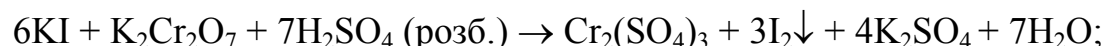
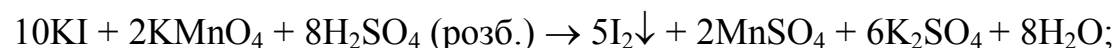
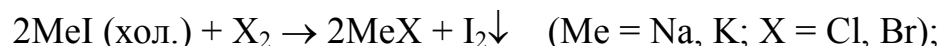
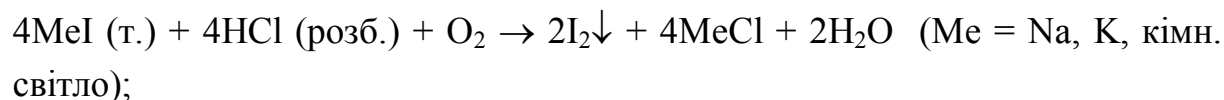
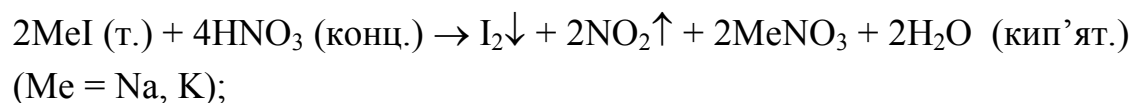
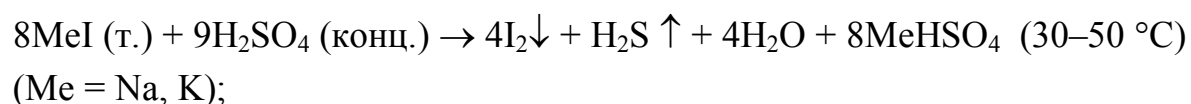
Розчини, що утворюються за допомогою вказаних вище способів, містять NaI з масовою часткою 2–3 %. Для виділення йоду розчини підкислюють H_2SO_4 і обробляють окисником (найчастіше Cl_2):



У разі застосування повітряно-десорбційного методу повітря, що містить газоподібний йод, змішують із SO_2 . Із суміші, що складається із вологи, HI з масовою часткою 10 % і H_2SO_4 , йод виділяють дією Cl_2 :



Існує багато лабораторних способів здобування йоду. Їхній зміст зводиться або до окиснення йодид-йону, що входить до складу NaI , KI , HI , різноманітними окисниками типу H_2SO_4 (конц.), HNO_3 (конц.), KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KNO_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, O_2 , S , HClO , HBrO та інші або до відновлення сполук, до складу яких Йод входить у високому ступені окиснення +5 (HIO_3 , I_2O_5 , KIO_3 , NaIO_3 та інші):



$14\text{HI (конц.)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4\text{ (конц.)} \rightarrow 7\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{S}\downarrow + 8\text{H}_2\text{O};$
 $4\text{HI (розчин)} + \text{O}_2\text{ (повітря)} \rightarrow 2\text{I}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{світло, кат. Cu});$
 $2\text{HI (г.)} + \text{S} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \quad (500\text{ }^\circ\text{C});$
 $2\text{HI (розб.)} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{HCl};$
 $2\text{HI} + \text{HXO} \rightarrow \text{HX} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{X} = \text{Cl, Br});$
 $2\text{HI (розб.)} + \text{HXO}_3\text{ (розб.)} \rightarrow \text{HX} + 3\text{I}_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O} \quad (\text{X} = \text{Cl, Br});$
 $5\text{HI (конц.)} + \text{HIO}_3 \rightarrow 3\text{I}_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O};$
 $2\text{HI} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{I}_2\downarrow + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O};$
 $2\text{HI (розб.)} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + \text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4;$
 $14\text{HI (конц.)} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\text{ (т.)} \rightarrow \text{I}_2\downarrow + \text{CrI}_3 + \text{K}[\text{I}(\text{I})_2] + 7\text{H}_2\text{O};$
 $4\text{HI (конц.)} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{I}_2\downarrow + \text{MnI}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$
 $2\text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{I}_2 + 5\text{O}_2 \quad (300\text{-}500\text{ }^\circ\text{C});$
 $\text{I}_2\text{O}_5 + 5\text{CO} \rightarrow 5\text{CO}_2 + \text{I}_2 \quad (\text{кімн.});$
 $2\text{HIO}_3 + 5\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{I}_2\downarrow + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $2\text{HIO}_3 + 10\text{FeSO}_4 + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O};$
 $2\text{HIO}_3\text{ (конц.)} + 10\text{HCl (конц., хол.)} \rightarrow \text{I}_2\downarrow + 5\text{Cl}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O};$
 $2\text{MeIO}_3 + 12\text{HCl (конц.)} \rightarrow \text{I}_2\downarrow + \text{Cl}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{MeCl} \quad (\text{Me} = \text{Na, K});$
 $\text{MeIO}_3 + 5\text{KI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4\text{ (розб.)} \rightarrow 3\text{I}_2\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \quad (\text{Me} = \text{Na, K});$
 $2\text{CuI} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{I}_2 \quad (\text{при опроміненні}).$

4 ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ГАЛОГЕНІВ

4.1 Флуор – зелений у рідкому стані, а у твердому – практично безбарвний із сильним запахом, який нагадує запах Хлору. Розчиняється у HF , CCl_4 і CF_4 . Рідкий Флуор необмежено змішується з рідким O_2 і O_3 . У твердому стані за 101,325 кПа утворює дві кристалічні модифікації: α -форму ($-227,6^\circ\text{C}$) і β -форму (-250°C). Теплопровідність газоподібного Флуору практично співпадає з теплопровідністю N_2 .

4.2 Хлор – жовто-зелений газ із різким задушливим запахом, у твердому стані жовтий, термічно стійкий. У разі насичення Хлором охолодженої води утворюється твердий клатрат $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Добре розчиняється у неполярних розчинниках, гірше – у воді; насичений водний розчин Cl_2 у воді називають «хлорною водою». Розчинність за 0°C , масова частка (%): у CCl_4 – 16,4; бензолі – 32,2; воді – 1,44. Хлор розчиняється також у рідких BCl_3 , SiCl_4 та TiCl_4 . У концентрованих розчинах NaCl розчинність Cl_2 у декілька разів гірша, ніж у воді.

4.3 Бром, за звичайних умов, важка рідина із різким запахом, у віддзеркаленому світлі темно-фіолетового, практично чорного кольору, у прохідному – темно-червоного, легко утворює жовто-буру пару. Твердий Бром – кристалічна речовина червоно-коричневого кольору із слабким металічним блиском, яка за -252°C стає безбарвною. Бром помірно розчиняється у воді (3,58 г у 100 г води за 20°C), у присутності бромідів і хлоридів лужних металів розчинність збільшується, а у присутності сульфатів – знижується; нижче за $5,84^\circ\text{C}$ із водних розчинів утворюються гранатово-червоні кристали $\text{Br}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Насичений водний розчин Брому у воді називають «бромною водою». Безмежно змішується із карбодисульфідом.

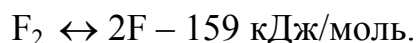
4.4 Йод – чорно-сіра кристалічна речовина із фіолетовим металічним блиском, легко утворює фіолетову пару, що має різкий запах. Йод розчиняється у багатьох органічних розчинниках: гексані, етанолі, бензені, діетиловому естері. Його розчини мають фіолетовий колір. У воді йод розчиняється дуже погано (0,34 г у 1 кг води за 25°C). Присутність у воді йодидів металів значно підвищують розчинність йоду (шляхом комплексоутворення). Насичений розчин I_2 у воді називають «йодною водою». Високою є розчинність I_2 у рідкому Сульфур (IV) оксиді.

4.5 Астат – сіра з металічним блиском речовина, достатньо летка, яка лише трохи щодо цього поступається йоду. Загальний вміст Астату у шарі земної кори товщиною 1,6 км оцінюється у ≈ 70 мг. Для визначення властивостей Астату доступна лише ультра незначна маса Астату: максимальна маса, з якою працювали вчені, становила $2 \cdot 10^{-9}$ г. At – радіоактивний елемент, не розчиняється у воді та з нею, на відміну від інших галогенів, не реагує. Розчиняється у карбонтетрахлориді та інших органічних розчинниках.

5 ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ГАЛОГЕНІВ ТА ЇХ СПОЛУК

5.1 F_2 – Флуор: $M_r = 38$; $\rho = 1,7 \text{ г/дм}^3$ (н.у.); $t_{\text{пл.}} = -219,7 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип.}} = -188,2 \text{ }^\circ\text{C}$.

Флуор – один із найсильніших окисників і фторувальних реагентів, завдяки високій енергії зв'язку елемент – Флуор у відповідних фторидах і достатньо низької енергії йонізації F_2 :



Більшість реакцій фторування простих речовин, оксидів, галогенідів і інших сполук необоротні, супроводжуються виділенням великої кількості енергії і утворенням фторидів елементів у найвищому ступені окиснення. Усі хімічні елементи, за винятком He, Ne і Ar, утворюють стійкі фториди.

У той же час за кінетикою взаємодії із Фтором поведіння речовин може дуже відрізнятися. Велика кількість реакцій мають ланцюговий характер, самочинно ініціюються за кімнатної температури або навіть за більш низьких температур і перебігають із спалахом або із вибухом, а в потоці – із виникненням полум'я. До таких реакцій зараховують фторування дигідрогену і гідрогеновмісних речовин (вуглеводнів, H_2O , NH_3 , N_2H_4 , HCl , HBr , HON тощо), S і їхні похідні (SO_2 , SO_2Cl_2 , S_4N_4 , SBr_2 тощо), Si, P і інші. За кімнатної температури із F_2 реагують лужні метали, деякі галогени, гідрати солей. У той же час реакції F_2 із більшою частиною простих речовин та неорганічних сполук перебігають лише у разі їхньої активації шляхом підвищення температури або тиску. Реакція Фтору із Ag, V, Re, Os починається за $100\text{--}250^\circ\text{C}$, з Au, Cd, Ti, Zn, Nb, Ta, Cr, W, Co – при $300\text{--}350^\circ\text{C}$, а з Al, Fe, Cu, Zn, V, Ni (на поверхні яких утворюються плівка нелетких фторидів) – лише за $400\text{--}450^\circ\text{C}$.

Оксиди металів і велика кількість солей більш стійкі до дії Флуору, ніж самі метали. Взаємодія оксидів може супроводжуватися утворенням на проміжних стадіях оксофторидів.

Найстійкішими до дії F_2 є благородні гази, N_2 , O_2 , алмаз, CO, CO_2 , сапфір і алунд.

Одним із шляхів зниження температури фторування є застосування каталізаторів, атомізації і йонізації у газових розрядах, електронного пучка, дії ультрафіолетового опромінення. Підтвердженням цього є дані, що наведені у таблиці 5.1.

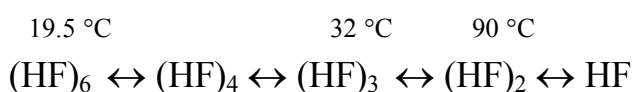
Таблиця 5.1 – Умови проведення реакцій фторування

Тип реакції	Умови проведення реакції
$F_2 \leftrightarrow 2F^\circ$	вище 800 °С або електричний розряд
$F_2 + H_2O(\text{лід}) = HOF + HF$	до 0 °С
$F_2 + H_2O = 2HF + O^\circ$ $F_2 + nO^\circ = O_nF_2$	кімн. температура, домішка O_3 ; $n = 1 \div 8$
$4F_2 + 6NaOH(\text{розб.}) = OF_2\uparrow + 6NaF + 3H_2O + O_2\uparrow$	
$2F_2 + 4HClO = 4ClO_3F + O_2\uparrow + 2H_2O$ $F_2 + HNO_3(\text{безводна}) = (NO_2^+)OF + HF$	домішка $ClO_3(OH)$, кімн. температура
$F_2 + H_2 = 2HF$	від –250 °С до кімн. температури, у темряві
$F_2 + O_2 = O_2F_2$	–183 °С, електричний розряд
$5F_2 + E_2 = 2EF_5$	$E = Cl$ і Br , 200 °С; $E = I$, кімн. температура
$3F_2 + S = SF_6$	кімн. температура
$3F_2 + N_2 = 2NF_3$ $5F_2 + 2P(\text{черв.}) = 2PF_5$	електр. розряд, кімн. температура
$F_2 + Xe = XeF_2$	400 °С, P
$F_2 + 2Na = 2NaF$; $3F_2 + 2Sb = 2SbF_3$	кімн. температура
$F_2 + 2NaCl = 2NaF + Cl_2$	
$F_2 + 8NH_3(r) = N_2 + 6NH_4F$	згоряння NH_3 у F_2 , 130–140 °С
$2F_2 + SiO_2 = SiF_4 + O_2$	кімн. температура
$2F_2 + 2Na_2CO_3 = 4NaF + 2CO_2 + O_2$	кімн. температура
$F_2 + 2KHSO_4 = K_2S_2O_6(O_2) + 2HF$	кімн. температура, домішки $K_2SO_3(O_2)$

5.2 Сполуки Флуору

5.2.1 HF – Гідрогенфторид: $M_r = 20$; $\rho = 1,693 \text{ г/дм}^3$ (н.у.); $t_{\text{пл.}} = -83 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип.}} = +19,5 \text{ }^\circ\text{C}$.

Гідроген флуорид – це газувата або безбарвна рідина, що димить на повітрі. Отруйний, термічно стійкий, частково розкладається тільки за дуже високих температур. Необмежено розчиняється у воді; слабка кислота; розчин з $\omega(\text{HF})$ називають плавиковою кислотою. Характерною властивістю HF є схильність до асоціації. Середній ступінь асоціації у рідині $n = 6$:

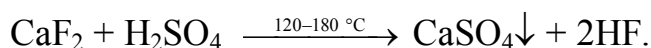


Фторидна кислота взаємодіє з багатьма простими речовинами з утворенням фторидів; із оксидами з утворенням оксофторидів або фторидів; заміщує галоген у галогенідах металів; із фторидами лужних і інших одновалентних металів утворює гідрофториди металів, також взаємодіє з фторидами й оксофторидами багатьох елементів у присутності води, утворюючи флуорвмісні кислоти, наприклад H_2SiF_6 , HBF_4 .

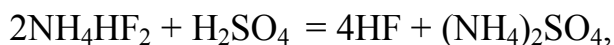
5.2.1.1 Здобування HF

Промислові способи

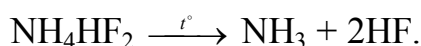
Найчастіше HF здобувають за реакцією між флюоритом CaF_2 і сульфатною (VI) кислотою:



Менш розповсюдженим способом є або кислотне розкладання амоній гідрофториду:



або термічне розкладання цієї ж солі:

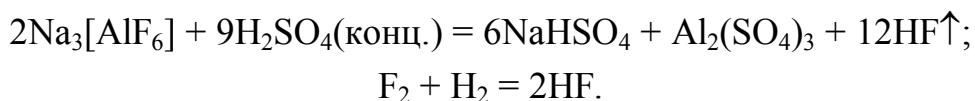


Лабораторні способи

Найзручнішими способами добування HF є термічне розкладення гідрофторидів:



З інших лабораторних способів одержання HF потрібно відзначити такі:



5.2.1.2 Хімічні властивості HF

Найважливіші властивості фторидної кислоти подані в таблиці 5.2.

Таблиця 5.2 – Властивості фторидної кислоти

Тип реакції	Умови проведення реакції
$\text{HF} \rightarrow \text{H}^\circ + \text{F}^\circ$	вище 3500 °C
$\text{HF} (\text{розв.}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $2\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{F}^- + \text{HF} (\text{конц.}) \rightarrow \text{HF}_2^-$	
$\text{HF} (\text{розв.}) + \text{NaOH} (\text{розв.}) \rightarrow \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HF} (\text{конц.}) + \text{NaOH} (\text{хол.}) \rightarrow \text{Na}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O}$	
$4\text{HF} (\text{розв.}) + \text{SiO}_2 = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{HF} (\text{конц.}) + \text{SiO}_2 = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$	Унаслідок цього не можна зберігати у скляному посуді
$\text{HF} (\text{розв.}) + \text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O}_2$	
$\text{HF} (\text{рід.}) + 2\text{ClO}_3 = \text{ClO}_2\text{F} + \text{HClO}_4$	
$\text{HF} (\text{рід.}) + \text{EF}_5 = \text{H}_2[\text{EF}_7]$	E = As, Sb
$\text{HF} (\text{рід.}) + \text{HClO}_4(\text{безв.}) = \text{ClO}_3\text{F}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HF} (\text{рід.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{безв.}) = \text{HSO}_3\text{F} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HF} (\text{г.}) + \text{SO}_3 = \text{HSO}_3\text{F}$	35–45 °C

5.2.2 Оксигенові сполуки Флуору

5.2.2.1 OF_2 – ОксигенФторид: $M_r = 54$; $\rho = 2,42 \text{ г/дм}^3$ (н.у.); $t_{\text{пл.}} = -223,8 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип.}} = -144,8 \text{ }^\circ\text{C}$.

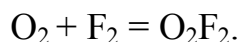
ОксигенФторид – безбарвна газувата речовина з характерним запахом. На відміну від Cl_2O не вибухає. Водний розчин діє як окисник, але не виявляє кислої реакції. Руйнує органи дихання.

OF_2 здобувають за реакцією



5.2.2.2 O_2F_2 – Оксигенфторид: $M_r = 70$; $t_{пл.} = -163\text{ }^{\circ}C$; $t_{кип.} = -57\text{ }^{\circ}C$.

У газуватому стані діоксиген Фторид слабо-коричневий, у рідкому стані – вишнево-червоний, а в твердому – помаранчевий. У разі нагрівання вище $t_{кип.}$ розкладається. O_2F_2 здобувають під час дії тліючого електричного розряду за одночасного охолодження рідким повітрям:



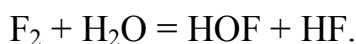
5.2.2.3 Інші оксигенові сполуки Флуору

Це триоксигенфторид O_3F_2 (озон Фторид) та тетраоксигенфторид O_4F_2 .

5.2.2.4 $HO\dot{F}$ – Гідрогеноксифторид: $M_r = 36$; $t_{пл.} = -117\text{ }^{\circ}C$.

$HO\dot{F}$ – безбарвна рідина і газувата речовина (вище $0\text{ }^{\circ}C$). Доволі легкий, термічно нестійкий. Кислотних властивостей не виявляє. Реагує з водою та лугами. Сильний окисник.

$HO\dot{F}$ здобувають за температури нижче $0\text{ }^{\circ}C$:



Хімічні властивості $HO\dot{F}$ можна характеризувати реакціями, які наведені в таблиці 5.3.

Таблиця 5.3 – Хімічні властивості $HO\dot{F}$

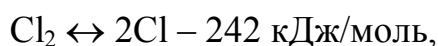
Тип реакції	Умови проведення реакції
$2HO\dot{F} = 2HF + O_2$	вище $20\text{ }^{\circ}C$
$HO\dot{F} + H_2O = HF + H_2O_2$	вище $20\text{ }^{\circ}C$
$HO\dot{F} + 2NaOH \text{ (розв.)} = NaF + NaHO_2 + H_2O$	вище $20\text{ }^{\circ}C$
$HO\dot{F} + 3KI \text{ (конц.)} = K[I(I_2)] + KOH + KF$	вище $20\text{ }^{\circ}C$

5.3 Cl_2 – Хлор : $M_r = 71$; $\rho = 3,21\text{ г/дм}^3$ (н.у.); $t_{пл.} = -101\text{ }^{\circ}C$; $t_{кип.} = -34,1\text{ }^{\circ}C$.

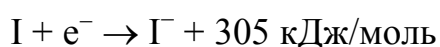
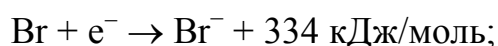
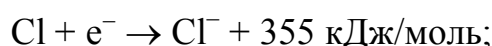
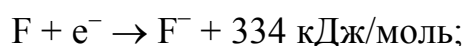
Хлор (Хлор) – один із найбільш хімічно активних елементів, він безпосередньо взаємодіє з усіма металами і з більшістю неметалів (утворюючи хлориди), лише реакція Cl_2 з O_2 , N_2 і He потребує спеціальних методів активації – ультра-фіолетового випромінювання або електророзряду, в інших випадках достатньо звичайного нагрівання.

Хлорування найбільш пасивних до Cl_2 металів починається за таких температур, $^{\circ}\text{C}$: Ni – 680; Mg – 600; Pt – 560; W – 540; Cr – 520; Mo – 420; Ta – 380; Ag – 260; Ti – 250; Cu і Al – 240; Fe – 215. Сульфур і Флуор реагують із Хлором за кімнатної температури, Si – за температури 200°C , Карбон у вигляді графіту стійкий до Хлору до 700°C . Реакційна здатність оксидів металів по відношенню до Cl_2 (утворюються хлориди) значно нижча, ніж у відповідних металів і зменшується у такому ряду: Na_2O , Ag_2O , CaO , PbO , CdO , MnO , NiO , ZnO , FeO , MgO , Fe_2O_3 , ZrO_2 , TiO_2 , Al_2O_3 , SiO_2 . У присутності Карбону температура хлорування оксидів знижується.

Причина високої хімічної активності Cl_2 полягає у відносно легкій можливості утворення атомів Хлору із молекули Cl_2 :



а також у високій спорідненості до електрона:



(найвища серед атомів усіх елементів, зокрема і галогенів, навіть і відносно до атома Флуору) і у високій енергії зв'язку Хлору з більшістю елементів. Стабільні сполуки Хлору – хлориди, гіпохлорити, хлорити, хлорати, перхлорати.

Дуже екзотермічна реакція Хлору з H_2 ($\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$) призводить до утворення гідрогенхлориду, вона може перебігати з вибухом, особливо у разі освітлення. У присутності AlCl_3 реакція відбувається плавно в темряві за 130°C .

Пряма взаємодія Cl_2 з N_2 можлива тільки в електророзряді. Єдиний відомий нітрогентрихлорид NCl_3 дуже вибухонебезпечний, здобувають його хлоруванням NH_3 або солей амонію. Із Оксигеном Cl_2 утворює декілька оксидів, серед яких найбільш стійкі Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7 . Усі оксиди нестабільні та вибухонебезпечні. Із Флуором Хлор утворює три бінарних фториди: ClF , ClF_3 і ClF_5 , усі вони можуть бути здобуті безпосередньою реакцією між елементами. Спроба виділити найвищий фторид ClF_7 не привела до успіху, але його похідні відомі. Прямою реакцією Хлору з іншими галогенами здобуті: ICl , ICl_3 і BrCl (табл. 5.4).

Таблиця 5.4 – Умови хлорування

Тип реакції	Умови проведення реакції
$\text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{Cl}^\circ$	вище 1500 °С
$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HOCl}$	
$2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HCl} + \text{O}_2$	Під час опромінення або кип'ятіння
$\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{хол.}) \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$	кімнатна температура
$3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \rightarrow 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	кип'ятіння
$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$	згоряння H_2 у Cl_2 або за кімнатної температури під час опромінення
$\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{F}_2} \text{ClF}, \text{ClF}_3, \text{ClF}_5$	200–400 °С
$\text{Cl}_2 + \text{E}_2 \rightarrow 2\text{ECl}$	0 °С, $\text{E} = \text{Br}$; кімн., $\text{E} = \text{I}$
$\text{Cl}_2(\text{вологий}) + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaCl}$	кімнатна температура
$3\text{Cl}_2 + 2\text{Me} \rightarrow 2\text{MeCl}_3$	кімн., $\text{Me} = \text{Sb}$; вище 250 °С $\text{Me} = \text{Fe}$
$3\text{Cl}_2 + 2\text{P}(\text{черв.}) \rightarrow 2\text{PCl}_3$	згоряння P у Cl_2
$\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) \rightarrow 2\text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$	кімнатна температура
$2\text{Cl}_2 + \text{TiO}_2 + 2\text{C}(\text{кокс}) \rightarrow \text{TiCl}_4 + 2\text{CO}$	900 °С
$3\text{Cl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}(\text{насих.}) \rightarrow \text{Cl}_3\text{N}\uparrow + 4\text{HCl}$	60–70 °С
$\text{Cl}_2 + \text{KCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{K}[\text{Cl}(\text{Cl}_2)]$	кімнатна температура
$2\text{Cl}_2 + \text{HgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HgCl}_2\downarrow + 2\text{HClO}$	0–5 °С
$2\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{HgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{Cl}_2\text{O}$	0 °С
$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{S}$	кімнатна температура

5.4 Сполуки Хлору

5.4.1 HCl – гідрогенхлорид: $M_r = 36,5$; $\rho = 1,64 \text{ г/дм}^3$ (н.у.); $t_{\text{пл.}} = -114 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип.}} = -85,1 \text{ }^\circ\text{C}$.

Гідрогенхлорид – безбарвна газувата речовина з різким запахом, термічно стійка, у вологому повітрі димить. Добре розчиняється у воді, утворюючи сильну кислоту; розчин із $\omega(\text{HCl}) = 35\text{--}36 \%$ називають хлоридною (соляною) кислотою, розчин з $\omega(\text{HCl}) = 20\text{--}24 \%$ і з $\omega(\text{HCl}) = 7\text{--}10 \%$ – відповідно концентрованою і розбавленою кислотою. Розчинення HCl у воді сильно екзотермічний процес. Розчинність HCl залежить від температури і парціального тиску HCl у газуватій суміші.

HCl утворює з водою азеотропну суміш ($\omega(\text{HCl}) = 20\text{--}24 \%$; $t_{\text{кип.}} = 110 \text{ }^\circ\text{C}$). Відомі кристалогідрати $\text{HCl} \cdot n\text{H}_2\text{O}$, де $n = 8, 6, 4, 3, 2, 1$. Чистий сухий HCl хімічно пасивний. Більшість металів, а також C, P, S не взаємодіють навіть з рідким HCl. Окиснюється O_2 і HNO_3 до Cl_2 .

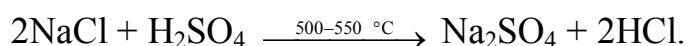
Хлоридна кислота хімічно достатньо активна. Розчиняє з виділенням H_2 усі метали, що мають негативний стандартний електродний потенціал; із багатьма оксидами та гідроксидами металів утворює хлориди; витискує вільні кислоти із таких солей, як фосфати, силікати, борати. Реагує з нітратною кислотою («царська водка»). Виявляє як відновні (завдяки Cl^-), так і окиснювальні (завдяки H^+) властивості.

5.4.1.1 Здобування HCl

У промисловості HCl здобувають сульфатним, синтетичним способом та із абсорбційних газів (абгазів), тобто побічних газів низки процесів. Ці гази утворюються під час хлорування і дехлорування органічних сполук, піролізу хлорорганічних відходів, хлоридів металів, здобування калійних нехлорованих добрив тощо.

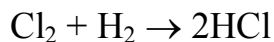
Сульфатний і синтетичний способи поступово втрачають своє значення, у той час як доля абгазної HCl невпинно зростає. У США, наприклад, 94 % хлоридної кислоти здобувають останнім методом.

Сульфатний метод базується на реакції



Іноді замість H_2SO_4 використовують суміш SO_2 і O_2 з каталізатором Fe_2O_3 . За цих процесів реакційні гази містять HCl з масовою часткою 50–65 %.

В основі синтетичного методу лежить ланцюгова реакція горіння:



Реакцію ініціюють світлом, вологою, твердими пористими мінеральними речовинами (кварц, глина, Pt).

5.4.1.2 Хімічні властивості HCl

Хімічні властивості хлоридної кислоти подані в таблиці 5.5.

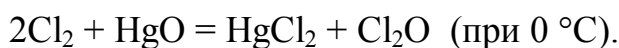
Таблиця 5.5 – Хімічні властивості хлоридної кислоти

Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{HCl} = 2\text{H}^\circ + 2\text{Cl}^\circ$	вище 1500 °C
$6\text{HCl (конц.)} + 2\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} = 2\text{NO}\uparrow + 3\text{Cl}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $3\text{HCl (конц.)} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} = (\text{NO})\text{Cl} + 2\text{Cl}^\circ + 2\text{H}_2\text{O}$	100–150 °C кімн. темп.
$\text{HCl (розв.)} + \text{NaOH (розв.)} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HCl (розв.)} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl (г.)} + \text{NH}_3 \text{ (г.)} = \text{NH}_4\text{Cl}$	кімн. темп.
$4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ $2\text{HCl} + \text{F}_2 = 2\text{HF} + \text{Cl}_2$	до 600 °C, кат. CuCl_2 , кімн.
$2\text{HCl (розв.)} + \text{Me} = \text{MeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Me} = \text{Fe, Zn}$
$2\text{HCl (г.)} + \text{Cu} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2$ $4\text{HCl (конц.)} + 2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	600 – 700 °C
$4\text{HCl (конц.)} + \text{EO}_2 = \text{MeCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Me} = \text{Mn, Pb}$
$16\text{HCl (конц.)} + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{Cl}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{HCl} + 8\text{H}_2\text{O}$ $14\text{HCl (конц.)} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 3\text{Cl}_2 + 2\text{CrCl}_3 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$	60–80 °C
$4\text{HCl (конц.)} + \text{Ca(ClO)}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $6\text{HCl (конц.)} + \text{KClO}_3 = \text{KCl}_2 + 3\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HCl (розчин)} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2(\text{анод})$	
$2\text{HCl (рідкий)} + 2\text{ClO}_2\text{F} = 2\text{HF} + 2\text{ClO}_2 + \text{Cl}_2$	–110 °C

4.4.2 Оксигенові сполуки Хлору

4.4.2.1 Cl_2O – Хлормонооксид (Хлор (I) оксид): $M_r = 183$; $t_{\text{пл}} = -90\text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = +83\text{ }^\circ\text{C}$.

Cl_2O – жовтувато-помаранчова газувата речовина із слабким зеленуватим відтінком, у рідкому стані – червоно-коричнева із різким запахом, термічно нестійка, розкладається під час опромінення. Розчиняється у карбонтетрахлориді, з хлоридами утворює оксихлориди, наприклад, з TiCl_4 , TaCl_5 і AsCl_3 дає відповідно TiOCl_2 , TaOCl_3 і AsOCl . З N_2O_5 утворює NO_3Cl , а з NO_2 – суміш NO_2Cl і NO_3Cl . З насиченими вуглеводнями поводить себе як хлоруючий агент, подібно Хлору. Виявляє кислотні властивості; повільно реагує з водою, швидше – з лугами. Сильний окисник. Здобувають Cl_2O внаслідок реакції



Для Cl_2O характерні такі властивості (табл. 5.6).

Таблиця 5.6 – Властивості Cl_2O

№ з/п	Тип реакції	Умови проведення реакції
1.	$4\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 2\text{ClO}_2$	
2.	$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HClO}$	за кімнатної температури
3.	$\text{Cl}_2\text{O} + 2\text{MeOH (розв.)} \rightarrow 2\text{MeClO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Me} = \text{Na, K}$
4.	$3\text{Cl}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{AgNO}_3 \rightarrow 4\text{AgCl}\downarrow + 2\text{AgClO}_3 + 6\text{HNO}_3$	

5.4.2.2 ClO_2 – хлордиоксид: $M_r = 67,5$; $\rho = 3,2\text{ г/дм}^3$ (н.у.); $t_{\text{пл}} = -59,5\text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = +11,0\text{ }^\circ\text{C}$.

ClO_2 – жовта газувата речовина, у рідкому стані – яскраво-червона, у твердому – червонувато-жовта. Термічно дуже нестійка. Добре розчиняється у холодній воді, під час опромінення повільно реагує з нею. Розчиняється у карбонтетрахлориді, у безводних сульфатній та оцтовій кислотах. Розкладається у гарячій воді, концентрований хлоридній кислоті та лугах. Виявляє окисно-відновну двоїстість властивостей. На відміну від інших окси-

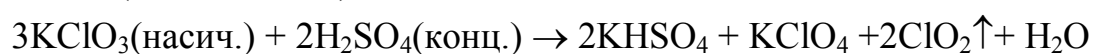
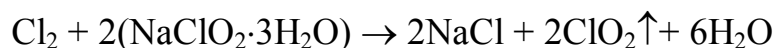
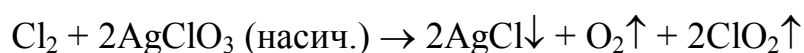
дів Хлору ClO_2 є продуктом промислового виробництва, його використовують замість Cl_2 як екологічно більш небезпечний продукт для відбілення целюлози, синтетичних волокон, знезараження стічних вод. Подразнює слизові оболонки, викликає кашель.

ClO_2 здобувають внаслідок таких реакцій:

дією концентрованої H_2SO_4 на суміш KClO_3 і $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$:



а також:



Усі наведені вище реакції перебігають за кімнатної температури.

Для ClO_2 характерні такі властивості (табл. 5.7).

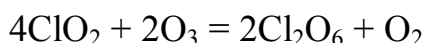
Таблиця 5.7 – Властивості ClO_2

Тип реакції	Умови проведення реакції
$6\text{ClO}_2 \rightarrow 4\text{ClO}_3 + \text{Cl}_2$	під час опромінення
$2\text{ClO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{O}_2$	40–70 °C
$2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} (\text{холодн.}) \rightarrow \text{HClO}_2 + \text{HClO}_3$ $6\text{ClO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} (\text{гаряч.}) \rightarrow \text{HCl} + 5\text{HClO}_3$	під час опромінення
$2\text{ClO}_2 + 8\text{HCl} (\text{конц.}) \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	
$\text{ClO}_2 + 2\text{NaOH} (\text{холодн.}) \rightarrow \text{NaClO}_2 + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $8\text{ClO}_2 + 8\text{NaOH} (\text{гар.}) \rightarrow 3\text{NaCl} + 5\text{NaCl}$	
$2\text{ClO}_2 + 10\text{HI} (\text{конц.}) \rightarrow 2\text{HCl} + 5\text{I}_2 \downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HClO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{ClO}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{NaClO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$	
$\text{ClO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{ClO}_3 + \text{O}_2$	–10 °C
$2\text{ClO}_2 + 10\text{FeSO}_4 + 5\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow 2\text{HCl} + 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{HCl} + 4\text{H}_2\text{O}$	

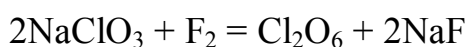
5.4.2.3 ClO_3 – хлортриоксид , а точніше Cl_2O_6 – Хлоргексаоксид:
 $M_r = 167$; $t_{\text{пл}} = 3,5\text{ }^\circ\text{C}$.

Cl_2O_6 – яскраво-червона рідина, важка, летка, маслоподібна, у твердому стані – помаранчева, у разі охолодження забарвлення послаблюється. Змішується із карбонтетрахлоридом. Розкладається водою. Реагує із лугами, рідкою HF . Застосовують для синтезу безводних перхлоратів у лабораторних умовах.

Здобувають Cl_2O_6 реакцією озону з ClO_2 :



або за дії Флуору на хлорати металів:



Для Cl_2O_6 характерні хімічні властивості наведені в таблиці 5.8.

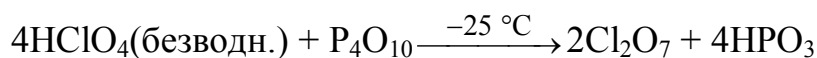
Таблиця 5.8 – Властивості Cl_2O_6

Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{Cl}_2\text{O}_6 \xrightarrow{\text{повільно}} 2\text{ClO}_2 + \text{Cl}_2 + 4\text{O}_2$	кімн. темп.
$\text{Cl}_2\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO}_3 + \text{HClO}_4$	кімн. темп.
$\text{Cl}_2\text{O}_6 + 2\text{NaOH} \text{ (розв.)} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	кімн. темп.
$\text{Cl}_2\text{O}_6 + \text{HF} \text{ (рідк.)} \rightarrow \text{ClO}_2\text{F} + \text{HClO}_4$	кімн. темп.
$2\text{ClO}_3 \text{ (рідк.)} \leftrightarrow \text{Cl}_2\text{O}_6 \text{ (рідк.)} \leftrightarrow \text{ClO}_2^+ + \text{ClO}_4^-$	кімн. темп.

5.4.2.4 Cl_2O_7 – Хлор (VII) оксид (хлорний ангідрид, Хлоргептаоксид):
 $M_r = 183$; $t_{\text{пл}} = -90\text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 83\text{ }^\circ\text{C}$.

Cl_2O_7 – безбарвна рухлива, летка рідина, чутлива до удару і тертя. Cl_2O_7 – найбільш стійкий оксид Хлору. Безмежно розчиняється у CCl_4 , добре розчиняється у HClO_4 , POCl_3 тощо. З водою не змішується, на межі розподілу фаз реагує з утворенням HClO_4 , реакція дуже екзотермічна. Швидко реагує із лугами. Окисник. Виявляє кислотні властивості.

Cl_2O_7 здобувають дією P_4O_{10} в атмосфері озону або олеуму на хлорну кислоту або електролізом розчину HClO_4 на Pt-електродах нижче 0°C (Cl_2O_7 накопичується у в анодному просторі):



Хімічні властивості Cl_2O_7 можна характеризувати рівняннями реакцій, наведених у таблиці 5.9.

Таблиця 5.9 – Властивості Cl_2O_7

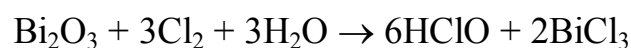
Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow 2\text{Cl}_2 + 7\text{O}_2$	120°C
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{повільно}} 2\text{HClO}_4$	
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + 2\text{NaOH}(\text{розв.}) \rightarrow \text{NaClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$5\text{Cl}_2\text{O}_7(\text{рідк.}) + 7\text{I}_2 \rightarrow 7\text{I}_2\text{O}_5 + 5\text{Cl}_2$	

5.4.2.5 HClO – хлорнуватиста (гіпохлоритна) кислота: $M_r = 52,46$.

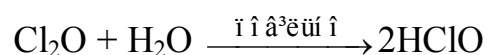
У вільному стані не виділена. Існує у водних розчинах (з максимальною масовою часткою $\approx 30\%$) і у газуватому стані, слабка одноосновна кислота з $pK_a = 7,537$. Переганяється у вакуумі, розкладається при опроміненні. Екстрагується із води у етер. Нейтралізується розбавленими лугами та концентрованим розчином амоній гідроксиду. Сильний окиснювач.

HClO здобувають, переважно, у лабораторних умовах:

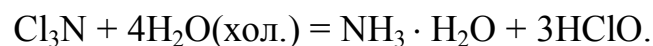
перепусканням Cl_2 через суспензію HgO або Bi_2O_3 у воді:



гідролізом Cl_2O :



гідролізом трихлорнітриду:



Хімічні властивості HClO наведені у таблиці 5.10.

Таблиця 5.10 – Хімічні властивості HClO

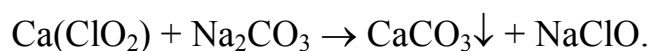
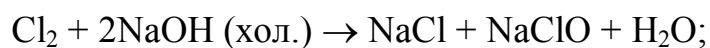
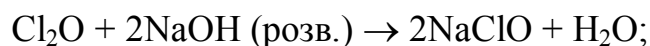
Тип реакції	Умови проведення реакції
$\text{HClO} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{O}^\circ$	Під час опромінення або за $t > 30^\circ\text{C}$
$3\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_3 + 2\text{HCl}$	Під час нагрівання до $60\text{--}60^\circ\text{C}$
$2\text{HClO} (\text{насич.}) \rightarrow \text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	За $T_{\text{кімн.}}$, у темряві
$\text{HClO} + \text{HCl} (\text{конц.}) \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO} + 2\text{NaOH} (\text{розв.}) \rightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} (\text{конц.}) \rightarrow \text{NH}_4\text{ClO} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO} + 2\text{HI} (\text{конц.}) \rightarrow \text{HCl} + \text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow + \text{HCl}$	
$2\text{ClO}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{NaClO}_2 + \text{O}_2\uparrow$	

Із солей хлорнуватої кислоти – гіпохлоритів у промисловому масштабі виробляють Натрій, Літій та Кальцій гіпохлорити у вигляді кристалогідратів, основних солей і водних розчинів.

5.4.2.6 NaClO – Натрій гіпохлорит: $M_r = 74,5$; $t_{\text{пл}} = 24,5^\circ\text{C}$.

NaClO – біла речовина, яка розкладається під час нагрівання. Добре розчиняється у холодній воді (53,4 г у 100 г H_2O), дуже мало зазнає гідролізу за аніоном. Реагує з гарячою водою та сильними кислотами. Слабкий відновник, а у кислому середовищі сильний окисник.

NaClO здобувають внаслідок таких реакцій:



Для NaClO характерні хімічні властивості наведені в таблиці 5.11.

Таблиця 5.11 – Хімічні властивості NaClO

Тип реакції	Умови проведення реакції
$3\text{NaClO} \rightarrow \text{NaClO}_3 + 2\text{NaCl}$ $2\text{NaClO} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{O}_2\uparrow$	30–50 °C вище 70 °C
3NaClO (розв., гар.) $\rightarrow \text{NaClO}_3 + 2\text{NaCl}$ 2NaClO (конц.) $\rightarrow 2\text{NaCl} + \text{O}_2\uparrow$	повільно кип'ятіння
$\text{NaClO} + 2\text{HCl}$ (конц.) $\rightarrow \text{Cl}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	
$5\text{NaClO} + 2\text{NaOH} + \text{I}_2 \rightarrow 5\text{NaCl} + 2\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	

5.4.2.7 Ca(ClO)₂ – Кальцій гіпохлорит: $M_r = 143$.

Ca(ClO)₂ – біла речовина, яка розкладається під час нагрівання. Добре розчиняється у холодній воді, але водночас зазнає гідролізу за аніоном. Із лужних розчинів кристалізується у вигляді $x\text{Ca}(\text{ClO})_2 \cdot y\text{Ca}(\text{OH})_2 \cdot z\text{H}_2\text{O}$ (білильне, або хлорне вапно). Достатньо реакційноздатний, повністю розкладається у гарячій воді та кислотах. Сильний окиснювач; реагує з концентрованою хлоридною кислотою. Поглинає Карбону (IV) оксид із повітря.

Ca(ClO)₂ здобувають внаслідок таких взаємодій:



Ca(ClO)₂ виявляє хімічні властивості, які наведені в таблиці 5.12.

Таблиця 5.12 – Хімічні властивості Ca(ClO)₂

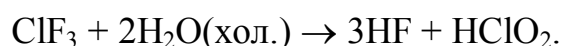
Тип реакції	Умови
$\text{Ca}(\text{ClO})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{O}_2\uparrow$	180 °C
$\text{Ca}(\text{ClO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	до 50 °C
$3\text{Ca}(\text{ClO})_2$ (конц. гар.) $\rightarrow 2\text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$	
$\text{Ca}(\text{ClO})_2 + 4\text{HCl}$ (конц.) $\rightarrow 2\text{Cl}_2\uparrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Повільно
$\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $\rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	
$\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{HClO}$	кімн.
$\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaClO}$	

Розчини гіпохлоритів використовують для відбілювання тканин, паперу і целюлози, як дезінфікувальні засоби (зокрема для знезараження стічної води), а також в органічному синтезі для здобування CHCl_3 , хлорпікрину тощо.

5.4.2.8 HClO_2 – хлоритна (хлориста) кислота: $M_r = 68,5$.

Хлоритна кислота у вільному стані не виділена. Існує у розбавлених розчинах (безбарвна). Дуже нестійка. Вступає у реакції нейтралізації з лугами. Виявляє окисно-відновні властивості.

HClO_2 здобувають під час здійснення таких реакцій:



HClO_2 має хімічні властивості, наведені в таблиці 5.13.

Таблиця 5.13 – Хімічні властивості HClO_2

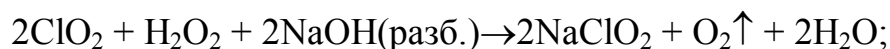
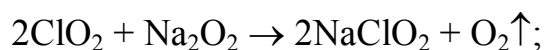
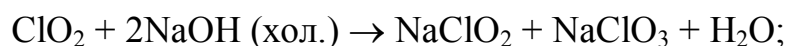
Тип реакції	Умови
$4\text{HClO}_2 \xrightarrow{\quad} \text{HCl} + \text{HClO}_3 + 2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Темп. кімн., опром.
$5\text{HClO}_2 \rightarrow \text{HCl} + 4\text{ClO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	40 $^\circ\text{C}$
$\text{HClO}_2 + 3\text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow 2\text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_2 + 4\text{HI}(\text{конц.}) \rightarrow 2\text{I}_2 \downarrow + \text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$	
$5\text{HClO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{розв.}) + 2\text{KMnO}_4 \rightarrow 5\text{HClO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_2 + \text{NaOH}(\text{розб., хол.}) \rightarrow \text{NaClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	

Солі хлоритної кислоти – хлорити – безбарвні або жовтуваті кристали, стійкі за звичайних умов у безводному стані і у водному розчині. Найбільше застосовується у промисловості (для відбілювання тканини) Натрій хлорит, одна із технічних назв якого «текстон».

5.4.2.9 NaClO_2 – Натрій хлорит: $M_r = 68,5$.

NaClO_2 – біла речовина, що розкладається під час нагрівання. Розчиняється у холодній воді, у незначній мірі гідролізує за аніоном. Реагує з гарячою водою та сильними кислотами. Слабкий відновлювач, сильний окисник у кислотному середовищі.

NaClO₂ здобувають за допомогою таких реакцій:



Хімічні властивості NaClO₂ наведені в таблиці 5.14.

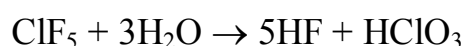
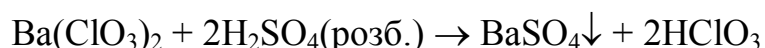
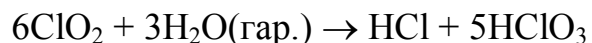
Таблиця 5.14 – Хімічні властивості NaClO₂

Тип реакції	Умови проведення реакції
$3\text{NaClO}_2 \rightarrow 2\text{NaClO}_3 + \text{NaCl}$	180–200 °C
$\text{NaClO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaClO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	34,7 °C
$\text{NaClO}_2 \text{ (конц.)} \rightarrow \text{NaCl} + \text{O}_2$	Кип'ятіння
$\text{NaClO}_2 + 4\text{HCl (конц.)} \rightarrow 2\text{Cl}_2\uparrow + \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$	
$4\text{NaClO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (розв.)} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} +$ $+ \text{HClO}_3 + 2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{NaClO}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + 2\text{ClO}_2$	100–120 °C
$\text{NaClO}_2 + \text{S} \rightarrow \text{NaCl} + \text{SO}_2$	200–250 °C
$5\text{NaClO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (розв.)} + 2\text{KMnO}_4 \rightarrow 5\text{NaClO}_3$ $+ 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	

5.4.2.10 HClO₃ – хлоратна (хлорнувата) кислота: $M_r = 84,5$.

Хлоратна кислота відома тільки у водному розчині, масова частка граничної концентрації $\approx 30\%$. За слабого нагрівання розкладається. Вступає у реакції нейтралізації з розчинами лугів та з гідратом амоніаку. Сильний окисник.

HClO₃ можна одержати завдяки слідуючим реакціям:



Хімічні властивості HClO₃ можна охарактеризувати рівняннями реакцій, що наведені в таблиці 5.15.

Таблиця 5.15 – Хімічні властивості HClO_3

Тип реакції	Умови проведення реакції
$6\text{HClO}_2 (\text{конц.}) \rightarrow 4\text{ClO}_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 + 3\text{H}_2\text{O}$	40–60 °C
$3\text{HClO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Кип'ятіння
$\text{HClO}_3 (\text{конц.}) + 5\text{HCl} (\text{конц.}) \rightarrow 3\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	Кип'ятіння
$\text{HClO}_3 (\text{розб.}) + 6\text{HI} (\text{розб.}) \rightarrow \text{HCl} + 3\text{I}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	
$6\text{HClO}_3 (\text{конц.}) + 5\text{HI} (\text{конц.}) \rightarrow 3\text{Cl}_2\uparrow + 5\text{HIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_3 + \text{NaOH} (\text{розв.}) \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} (\text{розв.}) \rightarrow \text{NH}_4\text{ClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_3 (\text{конц.}) + \text{HClO}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HClO}_3 (\text{конц.}) + \text{I}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{HIO}_3$	
$\text{HClO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розб.}) + 6\text{FeSO}_4 \rightarrow 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HClO}_3 (\text{конц.}) + 3\text{C} (\text{графіт}) \rightarrow 2\text{HCl} + 3\text{CO}_2\uparrow$	

Хлорати – солі хлоратної кислоти – енергійні окиснювачі як у розчині, так і у твердому стані: суміші безводних хлоратів із Сульфуром, Карбонном та іншими речовинами, здатні окиснюватися і навіть детонувати внаслідок швидкого нагрівання або удару. Незважаючи на те, що Хлор, знаходиться не в найвищому ступені окиснення, окислити ClO_3^- до ClO_4^- у водному розчині вдається тільки електрохімічно або під дією XeF_2 ; O_3 окиснює хлорати до перхлоратів. У вигляді гідратів відомі хлорати багатьох металів, у безводному стані виділені хлорати лужних и лужноземельних металів, Ag, Pb (II). Хлорати металів зі змінним ступенем окиснення зазвичай нестійкі та схильні до вибухового розкладання. Усі хлорати лужних металів розкладаються під час нагрівання.

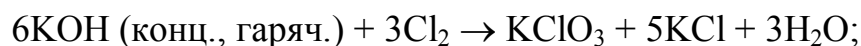
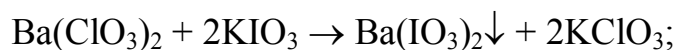
Хлорати застосовують у целюлозно-паперовій промисловості з метою здобування ClO_2 для відбілювання, для виробництва перхлоратів, як гербіциди і дефоліанти бавовни на інших культур (Кальцій та Магній хлорати), компоненти піротехнічних складів, KClO_3 – у виробництві сірників, NaClO_3 – у піротехнічних засобах як джерело утворення Оксигену.

У разі потрапляння в організм людини хлорати діють на кров – переводять гемоглобін у матаглобін і викликають розпад еритроцитів. Токсична доза для людини становить менш ніж 1 г на 1 кг маси, 10 г хлоратів може викликати смерть.

5.4.2.11 KClO_3 – Калій хлорат: $M_r = 122,5$; $t_{\text{пл}} = 357^\circ\text{C}$.

KClO_3 – Калій хлорат, або бертолетова сіль, плавиться без розкладання, у разі подальшого нагрівання розкладається. Добре розчиняється у воді (за 100°C розчиняється 56,0 г солі у 100 г води), але водночас не зазнає гідролізу. Кристалогідратів не утворює. Розкладається концентрованими кислотами. Сильний окиснювач у разі спікання.

KClO_3 одержують завдяки таким реакціям:



Хімічні властивості KClO_3 можна охарактеризувати рівняннями реакцій, що подані в таблиці 5.16.

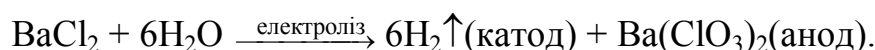
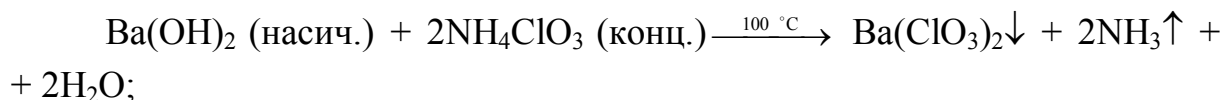
Таблиця 5.16 – Хімічні властивості HClO_3

Тип реакції	Умови
$4\text{KClO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$	400°C
$2\text{KClO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$	$150\text{--}300^\circ\text{C}$, кат. MnO_2
$\text{KClO}_3(\text{т.}) + 6\text{HCl} (\text{конц.}) \rightarrow \text{KCl} + 3\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	
$3\text{KClO}_3(\text{т.}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow 2\text{KHSO}_4 + 2\text{ClO}_2\uparrow + \text{KClO}_4\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{KClO}_3 + 5\text{E}_2 \rightarrow 2\text{KEO}_3 + \text{Cl}_2\uparrow$	$\text{E} = \text{Br, I}$; у гаряч. розб. HNO_3
$2\text{KClO}_3 + 3\text{S} \rightarrow \text{KCl} + 3\text{SO}_2$	вище 130°C
$10\text{KClO}_3 + 12\text{P} (\text{черв.}) \rightarrow 10\text{KCl} + 3\text{P}_4\text{O}_{10}$	вище 250°C
$2\text{KClO}_3 (\text{насих.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \rightarrow 2\text{KHSO}_4 + 2\text{ClO}_2\uparrow$	
$\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{H}_2\uparrow (\text{катод}) + 2\text{KClO}_4 (\text{анод})$	

5.4.2.12 $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ – Барій хлорат: $M_r = 304$; $t_{\text{пл}} = 414$ °C (розклад.).

Барій хлорат – біла речовина. Кристалізується у вигляді моногідрату. Добре розчиняється у воді (за 25 °C розчиняється 42,9 г солі у 100 г води, а за 80 °C 84,8 г у 100 г води), але гідролізу не зазнає. Окиснювач: реагує із концентрованою хлоридною кислотою.

$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ здобувають внаслідок перебігу таких реакцій:



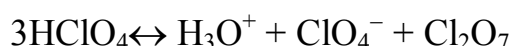
Для $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ характерні хімічні властивості, що наведені в таблиці 5.17.

Таблиця 5.17 – Хімічні властивості $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$

Тип реакції	Умови проведення реакції
$4\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$	400 °C, вакуум
$4\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 + \text{BaCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	200 °C
$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{BaCl}_2 + 3\text{O}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	вище 414 °C
$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + 12\text{HCl} (\text{конц.}) \rightarrow \text{BaCl}_2\uparrow + 6\text{Cl}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$	
$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розб.}) \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HClO}_3$	
$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + 2\text{KIO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2\downarrow + 2\text{KClO}_3$	

5.4.2.13 HClO_4 – хлорна (перхлоратна) кислота: $M_r = 100,5$; $\rho = 1,761^{(20)}$; $t_{\text{пл}} = -101$ °C; $t_{\text{пл}} = 106$ °C (розклад.).

HClO_4 – безбарвна гігроскопічна легкорухлива рідина, яка сильно димить на повітрі. Рідка HClO_4 частково димеризована, для неї характерна рівноважна автодегідратація:



HClO_4 розкладається за помірною нагрівання ($57\text{--}77\text{ }^\circ\text{C}$) або затривалого стояння, чутлива до домішок. Необмежено змішується з водою.

HClO_4 добре розчиняється у CH_3COOH , CHCl_3 , CH_2Cl_2 та інших вуглеводнях. У безводній HClO_4 розчіпляються йонні перхлорати KClO_4 , RbClO_4 , CsClO_4 тощо.

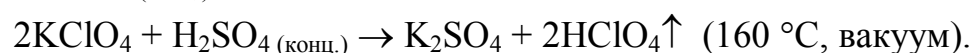
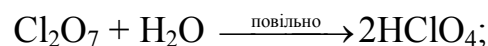
Хлорна кислота – одна із найсильніших неорганічних кислот, у її середовищі сполуки навіть явно кислотного характеру H_3PO_4 , H_2SeO_3 , HNO_3 та інші поводять себе як основи, наприклад:



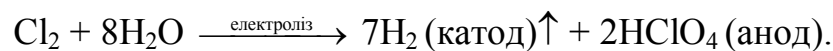
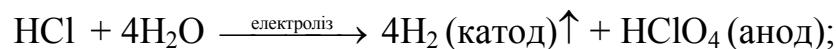
Концентрована HClO_4 – дуже сильний окисник, контакт її з більшістю органічних матеріалів призводить до спалахнення і вибуху. Окиснювальна властивість кислоти з $\omega(\text{HClO}_4) \approx 72\%$ достатньо низька, але термічна стійкість вища, ніж у кислоти з $\omega(\text{HClO}_4) \approx 95\text{--}100\%$.

Відомі вісім гідратів HClO_4 , з яких моногідрат $\text{H}_3\text{O}^+\text{ClO}_4^-$ йонний. Водні розчини HClO_4 застосовують в аналітичній хімії для розчинення металів.

HClO_4 здобувають завдяки таким процесам:



У промисловості водні розчини HClO_4 одержують анодним окисненням розчину хлоридної кислоти або Хлору:



Хімічні властивості хлорної (перхлоратної) кислоти можна охарактеризувати рівняннями реакцій, поданими в таблиці 5.18.

Таблиця 5.18 – Хімічні властивості хлорної (перхлоратної) кислоти

Тип реакції	Умови
$3\text{HClO}_4 (\text{безводн.}) \xrightarrow{\text{і і а'єі і}} \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \downarrow$	0 – 20 °С
$\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{к}) \rightarrow \text{HClO}_4 (\text{безводн.}) + \text{H}_2\text{O}$	вище 50 °С
$\text{HClO}_4 (\text{розб.}) + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	
$\text{HClO}_4 (\text{розб.}) + \text{NaOH} (\text{розб.}) \rightarrow \text{NaClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_4 (\text{конц., хол.}) + \text{KOH} (\text{насищ.}) \rightarrow \text{KClO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HClO}_4 (\text{розб.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} (\text{розб.}) \rightarrow \text{NH}_4\text{ClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$4\text{HClO}_4 + 2\text{F}_2 \rightarrow 4\text{ClO}_3\text{F} \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HClO}_4 + \text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{Cl}_2 \uparrow$	
$\text{HClO}_4 (\text{конц.}) + \text{MeCl} (\text{конц.}) \rightarrow \text{MeClO}_4 \downarrow + \text{HCl}$	Me = K, Rb, Cs
$2\text{HClO}_4 (\text{безводн.}) + \text{HNO}_3 (\text{безводн.}) \rightarrow (\text{NO}_2)\text{ClO}_4^- + \text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \downarrow$	
$4\text{HClO}_4 (\text{безводн.}) + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}_7 + 4\text{HPO}_3$	-25 °С, у атмосфері O ₃
$\text{HClO}_4 (\text{безводн.}) + \text{H}_3\text{PO}_4 (\text{рідка}) \leftrightarrow \text{P}(\text{OH})_4^+ + \text{ClO}_4^-$	
$4\text{HClO}_4 (\text{безводн.}) + 7\text{C} (\text{графіт}) \rightarrow 7\text{CO}_2 \uparrow + 2\text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_4 (\text{безводн.}) + \text{HF} (\text{рідка}) \rightarrow \text{ClO}_3\text{F} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_4 (\text{безводн.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{безводн.}) \leftrightarrow \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{SO}_4^+$	

5.5 Br₂ – Бром: $M_r = 160$; $t_{\text{пл}} = -7,25$ °С; $t_{\text{кип}} = +59,8$ °С.

Бром за реакційною здатністю займає проміжне становище між Cl₂ і I₂. З іншими галогенами утворює нестійкі сполуки типу BrF₃, BrF₅, BrCl і BrI, які відзначаються високою хімічною активністю. З Оксигеном і Нітрогеном Бром безпосередньо не взаємодіє навіть при підвищених температурах, його нестійкі сполуки з названими елементами здобувають непрямим шляхом. Бром не взаємодіє також із Карбоном. З S, Se, Te, P, As, Sb він утворює відповідні броміди, але тільки S₂Br₂, PBr₃ і PBr₅ є стійкими. Br₂ взаємодіє за підвищених температур із B і Si, утворюючи BBr₃ і SiBr₄.

Деякі метали (K, Al) енергійно взаємодіють із сухим Бромом, але у більшості випадків внаслідок утворення на поверхні захисної плівки відповідного броміду, нерозчинного у Br_2 , реакція відбувається лише у присутності води, яка розчиняє плівку. Стійкими до дії Брому виявляються Pt і Ta, у меншій мірі – Ag, Pb, і Ti. З дигідрогеном Br_2 взаємодіє під час нагрівання.

Br_2 – сильний окиснювач, він окиснює у водних розчинах сульфіти і тіосульфати до сульфатів, нітріти до нітратів, NH_3 до N_2 . Бромід-йон у водних розчинах бромідів окиснюється Cl_2 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2O_2 до Br_2 . Із реакцій Br_2 з органічними речовинами найбільш характерне приєднання за місцем розриву кратних зв'язків.

Хімічні властивості Br_2 можна продемонструвати у вигляді рівнянь реакцій, що наведені у таблиці 5.19.

Таблиця 5.19 – Хімічні властивості Br_2

Тип реакції	Умови
1	2
$\text{Br}_2 + n\text{H}_2\text{O (р-н)} \rightarrow \text{HBr} + \text{HBrO} + (n - 1)\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{Br}_2 (\text{р-н}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HBr} + \text{O}_2$	У разі опромінення або кип'ятіння
$\text{Br}_2 + 2\text{NaOH (розб.)} \rightarrow \text{NaBr} + \text{NaBrO} + \text{H}_2\text{O}$	0–5 °C
$3\text{Br}_2 + 6\text{NaOH (конц.)} \rightarrow 5\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	50–80 °C
$3\text{Br}_2 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{конц. гаряч.}) \rightarrow 5\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + 3\text{CO}_2$	
$3\text{Br}_2 + 8(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) (\text{розб}) \rightarrow 6\text{NH}_4\text{Br} + \text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	40–50 °C
$3\text{Br}_2 + 10\text{NH}_3 (\text{рідк}) \rightarrow \text{Br}_3\text{N} \cdot 6\text{NH}_3 + 3\text{NH}_4\text{Br}$	–75 °C
$\text{Br}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$	350 °C, кат. Pt
$\text{Br}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{BrF}$	До 0 °C
$\text{Br}_2 + 3\text{F}_2 \rightarrow 2\text{BrF}_3$	–40 °C, у рідкому CCl_3F
$\text{Br}_2 + 5\text{F}_2 \rightarrow 2\text{BrF}_5$	200 °C
$\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{BrCl}$	0 °C
$\text{Br}_2 + 5\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBrO}_3 + 10\text{HCl}$	

Продовження таблиці 5.19

1	2
$\text{Br}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{IBr}_2$	45 °C, у атмосфері N_2
$3\text{Br}_2 + 2\text{P (черв.)} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_3 + 6\text{HBr}$	100–150 °C
$3\text{Br}_2 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$	
$\text{Br}_2 (\text{р-н}) + \text{H}_2\text{S (насич.)} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{S}$	
$\text{Br}_2 + 2\text{NaI} \rightarrow 2\text{NaBr} + \text{I}_2$	
$4\text{Br}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{BaS} \rightarrow \text{BaSO}_4 + 8\text{HBr}$	
$\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$	
$2\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HgO} \rightarrow 2\text{HBrO} + \text{HgBr}_2$	0–5 °C
$3\text{Br}_2 + 5\text{AgBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 5\text{AgBr} + 6\text{HBrO}_3$	
$\text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaBr} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$4\text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 10\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 8\text{NaBr} + 5\text{H}_2\text{O}$	
$\text{Br}_2 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HBr} + \text{KNO}_3$	
$\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{CsCl} = 2\text{Cs}[\text{BrCl}_2]$	
$\text{Br}_2 + \text{CsBr (конц.)} = \text{Cs}[\text{Br}(\text{Br})_2]$	
$\text{Br}_2 + 4\text{O}_3 = \text{Br}_2\text{O}_4 + 4\text{O}_2$	–50 °C, у рідкому CCl_3F
$7\text{Br}_2 + \text{BrF}_5 + 5\text{EF}_5 = 5(\text{Br}_3)[\text{EF}_6]$	–196 °C; E = As, Sb
$\text{Br}_2 (\text{г}) = 2\text{Br}$	Вище 1200 °C

5.6 Сполуки Броду

5.6.1 HBr – гідрогенбромід: $M_r = 81$; $\rho = 3,64 \text{ г/дм}^3$ (н.у.);
 $t_{\text{пл}} = -86,9 \text{ °C}$; $t_{\text{кип}} = -66,77 \text{ °C}$.

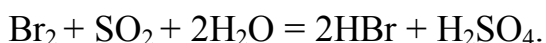
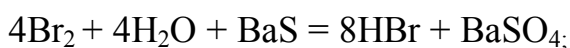
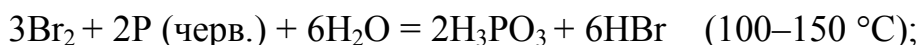
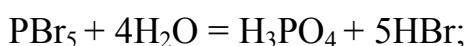
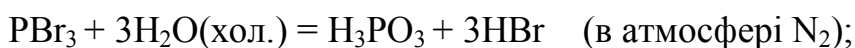
HBr – безбарвна термічно стійка газувата речовина з різким запахом, що сильно димить на поверхні. Добре розчиняється у воді, а також в етанолі.

Водний розчин HBr (бромідна кислота) – одна з найсильніших кислот. Розчин с $w(\text{HBr}) = 48\text{--}55\%$ називають концентрованою бромідною кислотою. Повільно окиснюється з утворенням Br_2 , навіть у разі стояння на повітрі. Реагує із концентрованою H_2SO_4 , лугами, металами, Хлором.

Гідрогенбромід і бромідну кислоту застосовують для здобування похідних Броду серед органічних і неорганічних речовин, а також як каталізатор деяких органічних реакцій. HBr – токсична речовина.

4.6.1.1 Здобування HBr

Найбільш розповсюдженими способами здобування HBr є такі:



Рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості HBr, зведені у таблиці 5.20.

Таблиця 5.20 – Хімічні властивості HBr

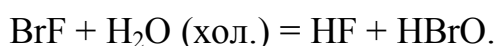
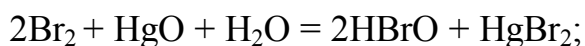
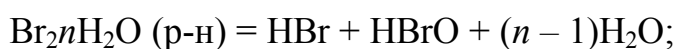
Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$, ступінь термічної дисоціації за $1000\text{ }^\circ\text{C}$ – 0,5 %, а за $1200\text{ }^\circ\text{C}$ – 1,1%	Вище $1000\text{ }^\circ\text{C}$
$2\text{HBr}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBr}(\text{розб.}) + \text{NaOH}(\text{розб.}) = \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBr} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{розб.}) = \text{NH}_4\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HBr} + \text{Mg} = \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\uparrow$	
$4\text{HBr}(\text{конц.}) + \text{O}_2 \text{ повільно} = 2\text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$	
$5\text{HBr}(\text{конц.}) + \text{HBrO}_3 = 3\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$4\text{HBr}(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HBr}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$14\text{HBr}(\text{конц.}) + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 3\text{Br}_2 + 2\text{CrBr}_3 + 2\text{KBr} + 7\text{H}_2\text{O}$	$60\text{--}80\text{ }^\circ\text{C}$

5.6.2 Оксигенові сполуки Броду

5.6.2.1 HBrO – гіпобромітна (бромнуватиста) кислота: $M_r = 97$.

У вільному стані гіпобромітна кислота не виділена. Існує тільки у розбавлених водних розчинах; її максимальна масова частка становить 30 % (жовтий розчин), слабка кислота. Переганяється у вакуумі; сильний окисник; при стоянні диспропорціонує на HBr і HBrO₃, у присутності каталізаторів (Pt, Fe) або під час опромінення розкладається з виділенням O₂. Реагує з лугами. Солі HBrO стійкі у лужних розчинах.

HBrO здобувають у результаті таких хімічних реакцій:



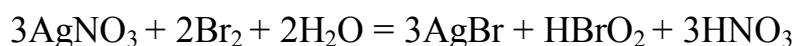
Хімічні властивості HBrO характеризують рівняннями реакцій, що наведені у таблиці 5.21.

Таблиця 5.21 – Хімічні властивості HBrO

Тип реакції	Умови проведення реакції
$5\text{HBrO} \text{ повільно} \rightarrow \text{HBrO}_3 + 2\text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Кімнатна температура
$2\text{HBrO} = \text{HBr} + \text{O}_2$	За опромінення або вище 30 °C
$2\text{HBrO} = \text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}^\circ + \text{O}$	За опромінення; каталізатори Pt, Fe
$\text{HBrO} + 2\text{O}^\circ = \text{HBrO}_3$	За опромінення
$3\text{HBrO} = \text{HBrO}_3 + 2\text{HBr}$	60–80 °C
$\text{HBrO} + \text{NaOH} (\text{розб.}) = \text{NaBrO} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO} (\text{конц.}) + \text{HBr} (\text{конц.}) = \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO} (\text{конц.}) + 2\text{HI} (\text{конц.}) = \text{HBr} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{HBr}$	

5.6.2.2 HBrO₂ – бромітна (бромиста) кислотата: $M_r = 113$.

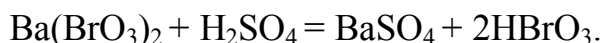
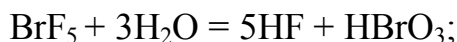
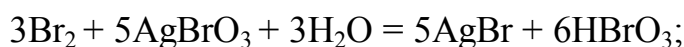
HBrO₂ існує тільки у водних розчинах; упродовж 4 годин повністю розкладається; може бути здобута під час взаємодії:



5.6.2.3 HBrO₃ – броматна (бромнувата) кислота: $M_r = 129$.

HBrO₃ існує тільки у водних розчинах, які можуть бути сконцентровані у вакуумі до концентрації з $\omega(\text{HBrO}_3) = 50 \%$; за стояння та нагріванні розкладається; сильна кислота і сильний окиснювач відносно I₂, SO₂, атомарного Гідрогену, Сульфуру та Карбону. Вступає в реакції нейтралізації з лугами та водним розчином амоніаку.

HBrO₃ здобувають під час окиснення Броду Хлором у воді; під час окиснення Br₂ Аргентум броматом; гідролізі бромпентафториду; розкладанні Барій бромату сульфатною кислотою:



Найважливіші хімічні властивості броматної кислоти можна відобразити рівняннями реакцій, що наведені в таблиці 5.22.

Таблиця 5.22 – Хімічні властивості HBrO₃

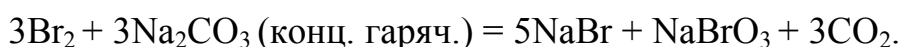
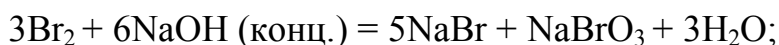
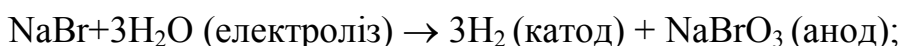
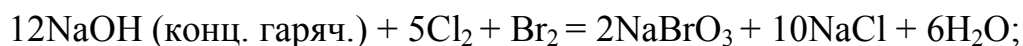
Тип реакцій	Умови проведення реакцій
$4\text{HBrO}_3 = 2\text{Br}_2 + 5\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Кип'ятіння
$\text{HBrO}_3 (\text{розб.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{BrO}_3^-$	
$\text{HBrO}_3 + \text{NaOH} (\text{розб.}) = \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} (\text{розб.}) = \text{NH}_4\text{BrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO}_3 (\text{конц.}) + 5\text{HBr} (\text{конц.}) = 3\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO}_3 (\text{розб.}) + \text{HI} (\text{розб.}) = 3\text{I}_2 + \text{HBr} + 3\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HBrO}_3 (\text{конц.}) + \text{I}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{HIO}_3$	
$6\text{HBrO}_3 (\text{конц.}) + 5\text{HI} (\text{конц.}) = 3\text{Br}_2 + 5\text{HIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO}_3 + 6\text{H}(\text{Al}) = \text{HBr} + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO}_3 + 3\text{SO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{HBr} + 3\text{H}_2\text{SO}_4$	
$2\text{HBrO}_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$	Кип'ятіння
$2\text{HBrO}_3 (\text{конц.}) + 3\text{C} (\text{графіт}) = 2\text{HBr} + 3\text{CO}_2$	
$\text{HBrO}_3 + \text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_4 + 2\text{HF} + \text{Xe}$	

Із солей броматної кислоти найчастіше застосовують NaBrO_3 , KBrO_3 та $\text{Ba}(\text{BrO}_3)_2$. Перші дві солі використовують в аналітичній хімії під час титриметричного методу визначення відновників, а також органічних сполук, що вступають з Br_2 у реакції приєднання та заміщення, який називають броматометрією. Останній заснований на застосуванні розчину KBrO_3 (NaBrO_3) підкисленого хлоридною кислотою з відомим титром.

5.6.2.3 NaBrO_3 – Натрій бромат: $M_r = 151$; $\rho = 3,34 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 384 \text{ }^\circ\text{C}$ (з розкладанням).

NaBrO_3 – безбарвна кристалічна речовина, яка плавиться з розкладанням. Добре розчиняється у воді і водночас не гідролізується. Кристалогідратів не утворює. Розчиняється у зрідженому амоніаку. Окисник, слабкий відновник. Не реагує з озоном і Натрій пероксодисульфатом.

NaBrO_2 здобувають внаслідок реакцій:



Для NaBrO_3 характерні хімічні властивості, що наведені в таблиці 5.23.

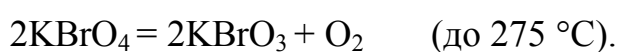
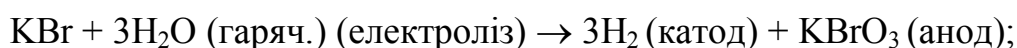
Таблиця 5.23 – Хімічні властивості NaBrO_3

Тип реакції	Умови проведення реакцій
$2\text{NaBrO}_3 = 2\text{NaBr} + 3\text{O}_2$	Вище $384 \text{ }^\circ\text{C}$
$\text{NaBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (розб.)} + 5\text{NaBr} = 3\text{Br}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{NaBrO}_3 \text{ (р-н)} + \text{I}_2 \text{ (суспензія)} = 2\text{NaIO}_3 + \text{Br}_2$	
$2\text{NaBrO}_3 + 3\text{C (графіт)} = 2\text{NaBr} + 3\text{CO}_2$	$450\text{--}550 \text{ }^\circ\text{C}$
$\text{NaBrO}_3 + 2\text{NH}_3 = \text{NaBr} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$350\text{--}400 \text{ }^\circ\text{C}$
$\text{NaBrO}_3 + \text{F}_2 + \text{NaOH (розб.)} = \text{NaBrO}_4 + 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{NaBrO}_3 + \text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaBrO}_4 + \text{Xe} + 2\text{HF}$	
$\text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O (електроліз)} \rightarrow \text{H}_2 \text{ (катод)} + \text{NaBrO}_4 \text{ (анод)}$	

5.6.2.4 KBrO_3 – Калій бромат: $M_r = 167$; $\rho = 3,27 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 434 \text{ }^\circ\text{C}$ (з розкладанням).

KBrO_3 – безбарвна кристалічна речовина, яка плавиться з розкладанням. Добре розчиняється у воді і водночас не гідролізується. Розчиняється у зрідженому амоніаку. Окиснювач, дуже слабкий відновник. Не реагує з озоном та Калій пероксидисульфатом.

KBrO_3 здобувають внаслідок реакцій:



Для KBrO_3 характерні хімічні властивості, що наведені в таблиці 5.24.

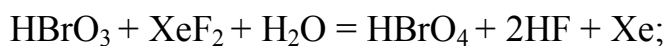
Таблиця 5.24 – Хімічні властивості KBrO_3

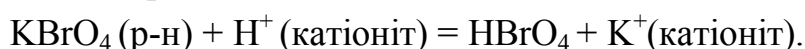
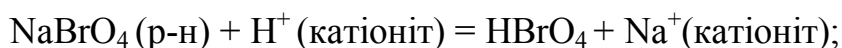
Тип реакції	Умови
$2\text{KBrO}_3 = 2\text{KBr} + 3\text{O}_2$	Вище $434 \text{ }^\circ\text{C}$
$\text{KBrO}_3 + 5\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розб.}) = 3\text{Br}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{KBrO}_3 (\text{р-н}) + \text{I}_2 (\text{суспензія}) = 2\text{KIO}_3 + \text{Br}_2$	
$2\text{KBrO}_3 + 3\text{C} (\text{графіт}) = 2\text{KBr} + 3\text{CO}_2$	$400\text{--}500 \text{ }^\circ\text{C}$
$\text{KBrO}_3 + 2\text{NH}_3 = \text{KBr} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$450 \text{ }^\circ\text{C}$
$\text{KBrO}_3 + \text{F}_2 + 2\text{KOH} (\text{розб.}) = \text{KBrO}_4 + 2\text{KF} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{XeF}_2 = \text{KBrO}_4 + \text{Xe} + 2\text{HF}$	
$2\text{KBrO}_3 + \text{BaCl}_2 = \text{Ba}(\text{BrO}_3)_2 + 2\text{KCl}$	
$\text{KBrO}_3 + \text{AgNO}_3 = \text{AgBrO}_3 + \text{KNO}_3$	
$\text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \text{ електроліз} > \text{H}_2 (\text{катод}) + \text{KBrO}_4 (\text{анод})$	

5.6.2.5 HBrO_4 – перброматна (бромна) кислота: $M_r = 145$.

У вільному стані перброматна кислота не виділена, вона відома тільки у водних розчинах, які можна сконцентрувати у вакуумі до концентрації з $\omega(\text{HBrO}_4) = 80 \%$; стійка у розчині з $\omega(\text{HBrO}_4)$ до 55% ; під час нагрівання розкладається; сильна кислота; у концентрованих розчинах – сильний окисник уповільненої дії. Взаємодіє з лугами та водним розчином амоніаку.

HBrO_4 найчастіше здобувають завдяки таким хімічним реакціям:





HBrO_4 має властивості, які наведені в таблиці 5.25.

Таблиця 5.25 – Хімічні властивості HBrO_4

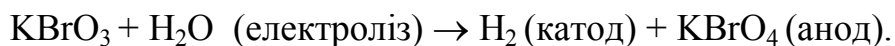
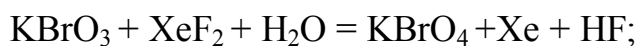
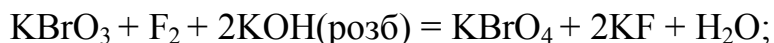
Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{HBrO}_4 \text{ (повільно)} \rightarrow 2\text{HBrO}_3 + \text{O}_2$	Кімнатна температура
$\text{HBrO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_4 (\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O}$	На холоді
$\text{HBrO}_4 (\text{розб.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{BrO}_4^-$	
$\text{HBrO}_4 + \text{NaOH} (\text{розб.}) = \text{NaBrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HBrO}_4 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} (\text{розб.}) = \text{NH}_4\text{BrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HBrO}_4 + \text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \text{ (повільно)} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{H}_5\text{IO}_4 + \text{Br}_2$	

Із солей перброматної кислоти найбільше застосування має Калій пербромат – KBrO_4 .

5.6.2.6 KBrO_4 – Калій пербромат: $M_r = 183$.

KBrO_4 – біла кристалічна речовина, стабільна за звичайних умов, але під час нагрівання розкладається; помірно розчиняється у воді, але гідролізу не зазнає; повільно діючий окисник, не розкладається сильними кислотами і лугами, а також HNO_2 .

KBrO_4 здобувають за дії сильних окисників (F_2 , XeF_2) на Калій бромат, або електрохімічним способом – електролізом водного розчину KBrO_3 :



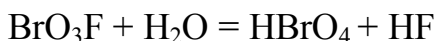
Для KBrO_4 характерні хімічні властивості, що подані у таблиці 5.26.

Таблиця 5.26 – Хімічні властивості KBrO_4

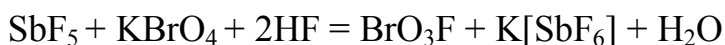
Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{KBrO}_4 = 2\text{KBrO}_3 + \text{O}_2$	До $275\text{ }^\circ\text{C}$
$\text{KBrO}_4 = \text{KBr} + 2\text{O}_2$	Вище $390\text{ }^\circ\text{C}$
KBrO_4 (розб.) + $6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{BrO}_4^-$	$\text{pH} = 7$
2KBrO_4 (насич.) + I_2 (суспензія) (повільно) \rightarrow $\rightarrow 2\text{KIO}_4 + \text{Br}_2$	
KBrO_4 (насич.) + HI (конц.) (повільно) $\rightarrow \text{KIO}_4 + \text{HBr}$	
KBrO_4 (р-н) + H^+ (катіоніт) = $\text{HBrO}_4 + \text{K}^+$ (катіоніт)	

5.6.2.7 Бромоксифториди

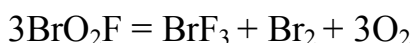
Насамперед це BrO_3F – бромтриоксимонофторид – безбарвна газувата речовина. За відсутності вологи доволі стійка, але у воді повністю гідролізується:



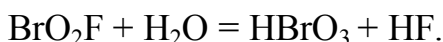
Здобувають дією SbF_5 на KBrO_4 у середовищі фторидної кислоти:



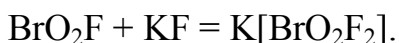
BrO_2F – бромдиоксимонофторид) – безбарвна летка рідина. Під час нагрівання розкладається:



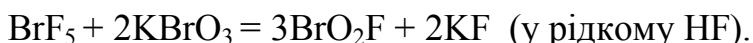
У разі зіткнення з водою інтенсивно гідролізується:



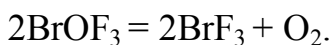
Із фторидами лужних металів утворює солі:



Здобувають завдяки таким реакціям:



BrOF_3 – бромокситрифторид – безбарвна рідина з $t_{\text{пл}} = 0\text{ }^\circ\text{C}$. За кімнатної температури повільно розкладається:



BrOF_3 здобувають внаслідок реакції



Усі вказані вище бромоксифториди – сильні окисники, що застосовуються як фторувальні агенти.

5.7 I₂ – Йод: $M_r = 254$; $\rho = 4.93 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 113,5 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 184,35 \text{ }^\circ\text{C}$.

За реакційною здатністю йод поступається F₂, Cl₂, Br₂. З багатьма речовинами (C, N₂, O₂, Se) безпосередньо не взаємодіє, з H₂, Si і багатьма металами реагує лише за підвищених температур. Із неметалів I₂ легко взаємодіє лише з P і As, утворюючи йодиди, а також з іншими галогенами. Метали внаслідок утворення на поверхні захисної плівки йодиду енергійно взаємодіють з I₂ тільки у присутності вологи. Ti, Ta і їх сплави, Ag і, меншою мірою, Pb стійкі до дії вологою I₂.

Сильні окисники, наприклад, Cl₂ і гіпохлорити окиснюють у водних розчинах I₂ до йодатної кислоти HIO₃. I₂ легко відновлюється H₂S, Na₂S₂O₃, N₂H₄ та іншими відновниками до I⁻. Із водним розчином NH₃ утворює вибухонебезпечний NI₃. Йодид взаємодіє також з концентрованими сульфатною та нітратною кислотам, «царською водкою» та лугами.

Найхарактерніші хімічні властивості елементарного I₂ можна продемонструвати у вигляді рівнянь реакцій, що наведені у таблиці 5.27.

Таблиця 5.27 – Хімічні властивості I₂

Тип реакції	Умови проведення реакції
1	2
$\text{I}_2 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HI} + \text{HIO}$	
$\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 (\text{розб.}) = 6\text{HIO}_3 + 10\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	Кип'ятіння
$\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 (\text{конц. гар.}) = 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	
$3\text{I}_2 + 2\text{HNO}_3 (\text{конц.}) + 6\text{HCl} (\text{конц.}) = 6\text{ICl} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$	60–80 °C
$\text{I}_2 + 2\text{NaOH} (\text{розб.}) = \text{NaI} + \text{NaIO} + \text{H}_2\text{O}$	кімн. тем-ра
$3\text{I}_2 + 6\text{NaOH} (\text{гар.}) = 5\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$3\text{I}_2 + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \text{I}_3\text{N} + 3\text{NH}_4\text{I} + 4\text{H}_2\text{O}$	
$\text{I}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HI}$	500 °C, кат. Pt
$\text{I}_2 (\text{суспензія}) + 3\text{F}_2 = 2\text{IF}_3$	–45 °C, у зрідж. CCl ₃ F
$\text{I}_2 + 5\text{F}_2 = 2\text{IF}_5$	кімн. тем-ра

Продовження таблиці 5.27

1	2
I_2 (суспензія) + $IF_3 = 3IF$	$-40\text{ }^{\circ}C$, у зрідж. CCl_3F
$I_2 + E_2 = 2IE$	$E = Cl$, $25\text{ }^{\circ}C$; $E = Br$, $45\text{ }^{\circ}C$
$I_2 + 3Cl_2 = I_2Cl_6$	$(-78\text{ }^{\circ}C)$
$I_2 + 5E_2 + 6H_2O(гар.) = 2HIO_3 + 10HE$	$E = Cl, Br$
$4I_2 + 9O_2 = 2I(IO_3)_3$	$50-60\text{ }^{\circ}C$
$I_2 + 5O_3 + H_2O = 2HIO_3 + 5O_2$	кімн. тем-ра
$5I_2 + 2P(черв.) + 8H_2O = 2H_3PO_4 + 10HI$	$150-200\text{ }^{\circ}C$
$I_2 + 2Na = 2NaI$	Вище $100\text{ }^{\circ}C$
$3I_2 + 2Al = 2AlI_3$	
$I_2 + KI(конц.) = K[I(I_2)](р-н)$	
$I_2 + 2HNO_3 = 2HIO_3 + E_2$	$E = Cl, Br$
$I_2 + 2HNO_4(конц.) + 4H_2O = 2H_5IO_6 + E_2$	$E = Cl, Br$
$7I_2 + 5Cl_2O_7(рідк.) = 7I_2O_5 + 5Cl_2$	
$2I_2(суспензія) + 7KrF_2 = 2IF_7 + 7Kr$	кімн. тем-ра
$I_2 + 5NaClO + 2NaOH = 5NaCl + 2NaIO_3 + H_2O$	
$I_2 + 5H_2O_2 = 2HIO_3 + 4H_2O$	
$I_2(суспензія) + H_2S(насих.) = 2HI + S$	
$I_2 + SO_2 + 2H_2O = 2HI + H_2SO_4$	
$I_2 + 2Na_2S_2O_3(р-н) = 2NaI + Na_2S_4O_6$	
$I_2 + H_3PO_2 + H_2O = H_3PO_3 + 2HI$	
$I_2 + 3F_2 + 2MeF = 2Me[IF_4]$	$Me = K, Rb, Cs$
$I_2 + Cl_2 + 2MeCl(конц.) = 2Me[ICl_2]$	Кип'ятіння $Me = K, Rb, Cs$
$I_2 + Br_2 + 2MeBr(конц.) = 2Me[IBr_2]$	$Me = K, Cs$
$2I_2(суспензія) + HgO + H_2O = 2HIO + HgI_2$	$0-2\text{ }^{\circ}C$

5.8 Сполуки йоду

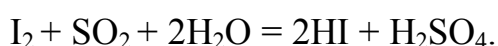
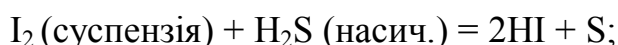
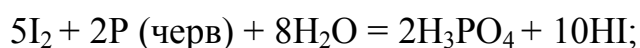
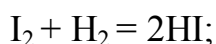
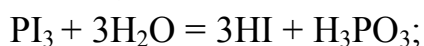
5.8.1 HI – гідрогенйодид: $M_r = 128$; $t_{пл} = -50,9\text{ }^{\circ}C$; $t_{кип} = -35,4\text{ }^{\circ}C$.

HI – безбарвна, задушлива газувата речовина, яка сильно димить на повітрі. Добре розчиняється у воді й охолоджену етанолі.

HI – термічно нестабільна речовина і при підвищених температурах дисоціює на Йод і Гідроген. Розкладається при дії світла з довжиною хвилі менше 400 нм. Сильний відновник.

Розчин гідрогенйодиду у воді називають йодидною кислотою – це безбарвна рідина з різким запахом; на повітрі й особливо при дії світла повільно окиснюється з виділенням I_2 . Розчин HI з $w(HI) = 57-70\%$ називають концентрованою йодидною кислотою. У разі потрапляння на шкіру викликає запалення. Реагує з концентрованою сульфатною кислотою та лугами.

HI здобувають гідролізом фосфортрийодиду, безпосередньою взаємодією пари I_2 з H_2 у присутності платиного азбесту за $500\text{ }^\circ\text{C}$ (промисловий спосіб), взаємодією I_2 з P (черв.) у присутності водяної пари:



Рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості HI, наведені у таблиці 5.28.

Таблиця 5.28 – Хімічні властивості HI

Тип реакції	Умови проведення реакції
1	2
$2HI = H_2 + I_2$	Вище $200\text{ }^\circ\text{C}$
$14HI(\text{конц.}) + 2H_2SO_4(\text{конц.}) = 7I_2 + H_2S + S + 8H_2O$	
$HI(\text{розб.}) + NaOH(\text{розб.}) = NaI + H_2O$	
$6HI(\text{р-н}) + O_2(\text{повітря}) = 2H[I(I)_2] + 2H_2O$	кімн. тем-ра, у темряві
$4HI(\text{р-н}) + O_2(\text{повітря}) = 2I_2 + 2H_2O$	При опроміненні, кат. Cu
$2HI(\text{г}) + S = I_2 + H_2S$	$500\text{ }^\circ\text{C}$
$4HI(\text{конц.}) + 2Ag = 2H[AgI_2] + H_2$	
$4HI(\text{конц.}) + Hg = H_2[HgI_4] + H_2$	

Продовження таблиці 5.28

1	2
$2\text{HI} + \text{Cl}_2 (\text{розб.}) = \text{I}_2 + 2\text{HCl}$	кімн. тем-ра
$\text{HI} + 3\text{Cl}_2 (\text{насих.}) + 3\text{H}_2\text{O} = \text{HIO}_3 + 6\text{HCl}$	
$2\text{HI} + \text{HEO} = \text{I}_2 + \text{HE} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}$
$6\text{HI} (\text{розб.}) + \text{HEO}_3 (\text{розб.}) = \text{HE} + 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}$
$5\text{HI} (\text{конц.}) + 6\text{HEO}_3 (\text{конц.}) = 5\text{HIO}_3 + \text{E}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}$
$5\text{HI} (\text{конц.}) + \text{HIO}_3 = 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	кімн. тем-ра
$2\text{HI} + \text{NO}_2 = \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HI} (\text{розб.}) + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{FeSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$	
$14\text{HI} (\text{конц.}) + \text{K}_2\text{CrO}_7 = 2\text{CrI}_3 + \text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O} + 2\text{K}[\text{I}(\text{I})_2]$	
$4\text{HI} (\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{MnI}_2 + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HI} (\text{розб.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$	

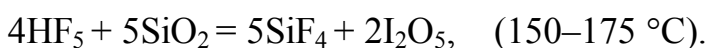
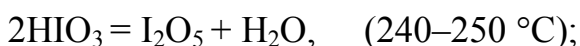
5.8.2 Оксигенові сполуки Йоду

Йод утворює низку оксигенових сполук – оксидів, кислот та їхніх солей.

5.8.2.1 I_2O_5 – йодпентаоксид: $M_r = 334$; $\rho = 4,8 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 300 \text{ }^\circ\text{C}$ (з розкладанням).

I_2O_5 – безбарвна кристалічна речовина, що чорніє під час опромінення внаслідок часткового розкладання, дуже гігроскопічна. Найстійкіший із оксидів усіх галогенів. Розчиняється у зрідженому HF. Виявляє кислотні властивості, реагує з водою (утворює сильнокислотний розчин), лугами. Легко фторується, кількісно відновлюється Карбон (II) оксидом.

I_2O_5 здобувають окисненням йоду, зрідженим Хлоргептаоксидом, зневодненням йодатної кислоти під час нагрівання, спіканням йодпентафториду з Силіцій (IV) оксидом:



Для I_2O_5 притаманні хімічні властивості, що наведені у таблиці 5.29.

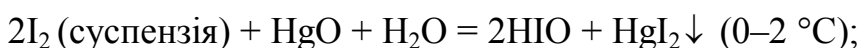
Таблиця 5.29 – Хімічні властивості I₂O₅

Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{I}_2\text{O}_5 = 2\text{I}_2 + 5\text{O}_2$	300–500 °C
$\text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HIO}_3$	
$\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (зневоднена)} = 2(\text{IO}_2^+)\text{HSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH (розб.)} = 2\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{F}_2 = 4\text{IO}_2\text{F} + \text{O}_2$	0 °C, у зрідженому HF
$2\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{F}_2 = 4\text{IO}_2\text{F} + \text{O}_2$	110 °C; домішки IF ₅ ; IOF ₃
$\text{I}_2\text{O}_5 + 5\text{CO} = 5\text{CO}_2 + \text{I}_2$	кімн. тем-ра
$\text{I}_2\text{O}_5 + 10\text{HCl (конц.)} + 2\text{KCl} = 2\text{K}[\text{ICl}_4] + 2\text{Cl}_2\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$	

5.8.2.2 НІО – гіпойодитна кислота: $M_r = 144$.

НІО існує тільки у дуже розбавлених розчинах, тобто у вільному стані вона не виділена. Її розчини мають зеленуватий колір; зазвичай, розчин НІО стабілізують йодом. Дуже нестійка. Виявляє амфотерні властивості: як слабка кислота НІО і слабка основа ІОН – Йод (І) гідроксид; основні властивості у розчині переважають. Розкладається лугами.

НІО здобувають окисненням йоду Меркурій (ІІ) оксидом за низьких температур, гідролізом йодмоноклориду і йодмоноброміду:



Хімічні властивості гіпойодитної кислоти характеризують рівняннями реакцій, що подані в таблиці 5.30.

Таблиця 5.30 – Хімічні властивості НІО

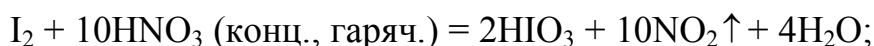
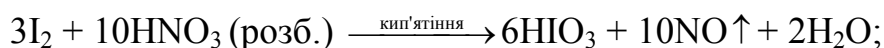
Тип реакції	Умови проведення реакції
$5\text{HIO} \xrightarrow{\text{повільно}} \text{HIO}_3 + 2\text{I}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	кімн. тем-ра
$\text{HIO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}^-$	
$\text{HIO} + \text{I}_2 = \text{I}_2 \cdot \text{HIO} \text{ (або } \text{I}_2 \cdot \text{IOH) (р-н)}$	
$\text{I}_2 \cdot \text{IOH} \rightleftharpoons \text{I}_3^+ + \text{OH}^-$	
$3\text{HIO} + 3\text{NaOH (розб.)} = 2\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	

Солі HIO – гіпойодити – відомі тільки у водних розчинах. Похідні основи IOH відносно стійкі (напр. ICN ; ICNS), особливо комплексні сполуки з піридином.

Кислота HIO_2 , що відповідає I (III), і її солі не здобуті, але відомі солі I^{3+} – нітрат, перхлорат, фосфат, ацетат, сульфат.

5.8.2.3 HIO_3 – йодитна (йоднувата) кислота: $M_r = 176$; $\rho = 4,629 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 110 \text{ }^\circ\text{C}$ (з розкладанням).

Йодитна кислота – безбарвна, склоподібна кристалічна речовина, яка при плавленні розкладається. Добре розчиняється у воді, сильна кислота. Розчиняється у концентрованій нітратній кислоті та карбондисульфіді. Нейтралізується лугами. Окисник: реагує з концентрованими хлоридною і йодидною кислотами. Окиснюється електролітично. HIO_3 здобувають: окисненням йоду нітратною кислотою з наступною відгонкою води у вакуумі:



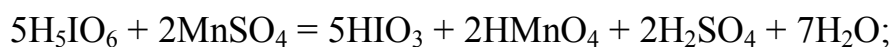
– окисненням йоду Хлором, Бромом, Гідроген пероксидом:



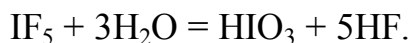
– при розчиненні йодпентаоксиду у воді:



– відновленням ортойодатної кислоти Нітроген (IV) оксидом або Манган (II) сульфатом:



– внаслідок гідролізу йодпентафториду:



Хімічні властивості HIO_3 можна представити рівняннями реакцій, що наведені в таблиці 5.31.

Таблиця 5.31 – Хімічні властивості HIO_3

Тип реакції	Умови проведення реакції
$3\text{HIO}_3 = \text{HI}_3\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O}$	110–120 °C
$2\text{HIO}_3 = \text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	240–250 °C
HIO_3 (розб.) + $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$	
2HIO_3 (конц.) + 10HCl (конц., хол.) = $= \text{I}_2 \downarrow + 5\text{Cl}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HIO}_3 + 5\text{HI}$ (конц.) = $3\text{I}_2 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HIO}_3 + \text{NaOH}$ (розб.) = $\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HIO}_3(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $= (\text{IO}^+)_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	60–80 °C
2HIO_3 (розб.) + $(\text{IO}^+)_2\text{SO}_4 = 2(\text{IO}^+)\text{IO}_3 \downarrow$ (жовт.) + + H_2SO_4	кімн. тем-ра
$2\text{HIO}_3 + 5\text{Na}_2\text{SO}_3 = 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{HIO}_3 + 10\text{FeSO}_4 + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 \downarrow +$ + $6\text{H}_2\text{O}$	
$\text{HIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{H}_2$ (катод) + H_5IO_6 (анод)	

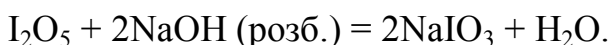
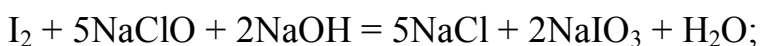
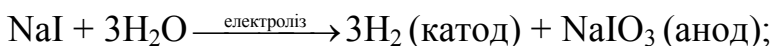
HIO_3 застосовують як матеріал для виробництва звукопровідників акустооптичних пристроїв.

Із солей йодатної кислоти – йодатів – найрозповсюдженими у лабораторній та промисловій практиці є Натрій та Калій йодати.

5.8.2.4 NaIO_3 – Натрій йодат: $M_r = 198$; $\rho = 4,277 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 422 \text{ °C}$.

NaIO_3 – біла речовина, яка плавиться без розкладання. Добре розчиняється у воді і водночас не гідролізується. Сильний окисник у кислому середовищі, слабкий відновник.

NaIO_3 здобувають при взаємодії гарячого розчину NaOH з I_2 , внаслідок електролітичного окиснення Натрій йодиду, окисненням йоду Натрій гіпохлоритом у лужному середовищі та при взаємодії йод пентаоксиду з розбавленим розчином NaOH :



Хімічні властивості NaIO_3 подані рівняннями реакцій у таблиці 5.32.

Таблиця 5.32 – Хімічні властивості NaIO_3

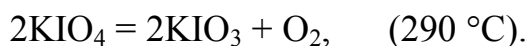
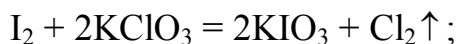
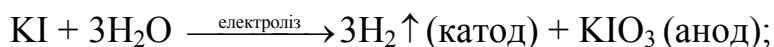
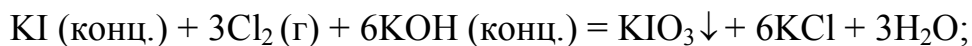
Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{NaIO}_3 = 2\text{NaI} + 3\text{O}_2$	Вище $500\text{ }^\circ\text{C}$
$\text{NaIO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$80\text{--}100\text{ }^\circ\text{C}$, вакуум
$2\text{NaIO}_3 (\text{тв.}) + 12\text{HCl} (\text{конц.}) = \text{I}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{NaCl} + 6\text{H}_2\text{O}$	
$\text{NaIO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розб.}) + 5\text{NaI} = 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$	
$\text{NaIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 = \text{NaI} + 3\text{O}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	У розбавл. HNO_3
$2\text{Fe} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{FeO}(\text{OH}) \downarrow + \text{NaI}$	Кип'ятіння на повітрі
$\text{NaIO}_3 + \text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} (\text{конц.}) = \text{Na}_5\text{IO}_6 \downarrow + 2\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$	Кип'ятіння
$\text{NaIO}_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 4\text{NaOH} (\text{розб.}) = \text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Кип'ятіння
$\text{NaIO}_3 (\text{конц.}) + \text{MeNO}_3 (\text{конц.}) = \text{EIO}_3 \downarrow + \text{NaNO}_3$	$\text{Me} = \text{K, Rb, Cs, Ag}$
$\text{NaIO}_3 + 2\text{NaOH} (\text{розб.}) + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{H}_2 (\text{катод}) + \text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 \downarrow (\text{анод})$	
$\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{H}_2 \uparrow (\text{катод}) + \text{NaIO}_4 (\text{анод})$	У розбавл. HNO_3

5.8.2.5 KIO_3 – Калій йодат; $M_r = 214$; $\rho = 3,93\text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 560\text{ }^\circ\text{C}$.

Калій йодат – безбарвна кристалічна речовина, яка під час нагрівання плавиться і розкладається. Помірно розчиняється у воді, але не зазнає гідролізу. Із кислих розчинів кристалізується аудукт $\text{KIO}_3 \cdot \text{HIO}_3$. Сильний окиснювач у кислотному середовищі, слабкий відновник. Застосовують як реактив у йодатометрії.

KIO_3 здобувають окисненням Калій йодиду Хлором у лужному середовищі, або внаслідок його електролітичного окиснення, окисненням йоду Калій пероксодисульфатом у лужному середовищі,

відновленням Калій хлорату йодом, термічним розкладанням Калій метаперіодату:



Хімічні властивості KIO_3 наведені в таблиці 5.33.

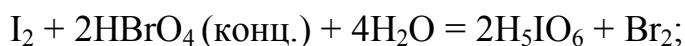
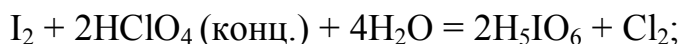
Таблиця 5.33 – Хімічні властивості KIO_3

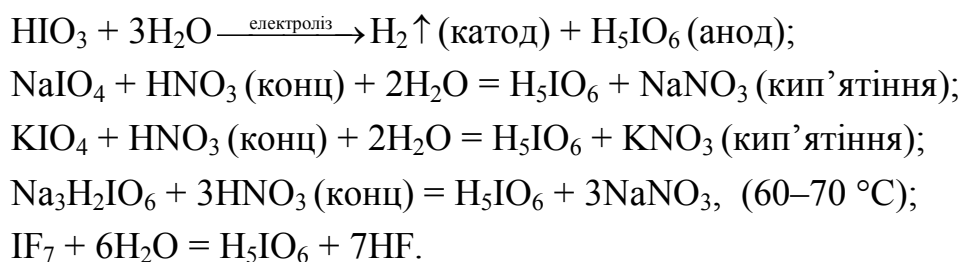
Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{KIO}_3 = 2\text{KI} + 3\text{O}_2$	560–650 °C
$2\text{KIO}_3 + 12\text{HCl (конц.)} = \text{I}_2 \downarrow + 5\text{Cl}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{KCl}$	
$\text{KIO}_3 + 5\text{KI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розб.}) = 3\text{I}_2 \downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 = \text{KI} + 3\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	У розб. HNO_3
$2\text{KIO}_3 + 2\text{Cl}_2 + 6\text{KOH (конц.)} = \text{K}_4\text{H}_2\text{I}_2\text{O}_{10} + 4\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O},$ $\text{K}_4\text{H}_2\text{I}_2\text{O}_{10} + 2\text{HNO}_3 (\text{розб.}) = 2\text{KIO}_4 \downarrow + 2\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	
$\text{KIO}_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{KOH (конц.)} = \text{KIO}_4 \downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{H}_2 (\text{катод}) + \text{KIO}_4 (\text{анод})$	У розб. HNO_3

5.8.2.6 H_5IO_6 – дигідроортоперіодатна (ортоперіодна) кислота: $M_r = 228$; $t_{\text{пл}} = 122^\circ \text{C}$ (з розкладанням).

H_5IO_6 – біла гігроскопічна речовина. Під час нагрівання у вакуумі може перетворюватися у метаперіодну кислоту HIO_4 . Добре розчиняється у воді, слабка кислота. Може бути нейтралізована розбавленими лугами, але не повністю. Виявляє окиснювальні властивості. Формально H_5IO_6 можна представити як дигідрат HIO_4 , тобто $\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

H_5IO_6 здобувають внаслідок окиснення йоду концентрованими перхлоратною або перброматною кислотами, електролітичним окисненням йодатної (йоднуватої) кислоти, за дії концентрованої нітратної кислоти під час нагрівання на Натрій дигідроортоперіодат або на Калій чи Натрій метаперіодат та під час гідролізу йодгептафториду:





Хімічні властивості дигідроортоперіодатної кислоти можна подати такими рівняннями хімічних реакцій (табл. 5.34).

Таблиця 5.34 – Хімічні властивості H_5IO_6

Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{H}_5\text{IO}_6 = \text{H}_4\text{I}_2\text{O}_9 + 3\text{H}_2\text{O}$	80°C , вакуум
$\text{H}_5\text{IO}_6 = \text{HIO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	100°C , вакуум
$2\text{H}_5\text{IO}_6 = \text{I}_2\text{O}_5 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	Вище 122°C
$\text{H}_5\text{IO}_6 (\text{розб.}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_4\text{IO}_6^-$ $\text{H}_4\text{IO}_6^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$ $\text{H}_3\text{IO}_6^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{IO}_6^{3-}$	
$\text{H}_5\text{IO}_6 (\text{розб.}) + 3\text{NaOH} (\text{розб.}) = \text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{H}_5\text{IO}_6 + 2\text{NO}_2 = \text{HIO}_3 + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
$5\text{H}_5\text{IO}_6 + 2\text{MnSO}_4 = 2\text{HMnO}_4 + 5\text{HIO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$	
$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\omega = 95\%) = [\text{I}(\text{OH})_6]\text{HSO}_4$	Кімн. тем-ра

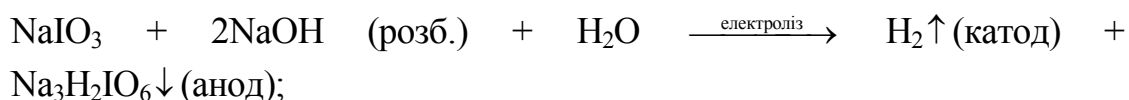
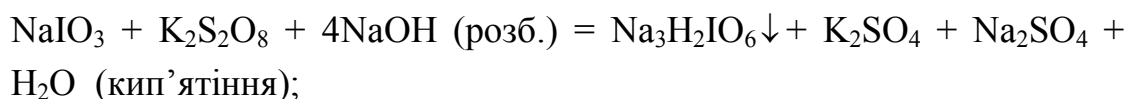
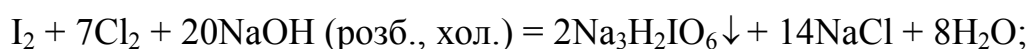
Із солей дигідроортоперіодатної кислоти варто відзначити ортоперіодати (наприклад, Na_3IO_5), метаперіодати (наприклад, NaIO_4 , KIO_4) та дигідроортоперіодати (параперіодати) (наприклад, $\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6$). Натрій і Калій дигідроортоперіодати застосовують в аналітичній хімії як окисники.

5.8.2.7 $\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6$ – Натрій дигідроортоперіодат (параперіодат):
 $M_r = 294$, $t_{\text{пл}} = 200^\circ \text{C}$.

$\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6$ – біла речовина, яка під час плавлення розкладається. Дуже погано розчиняється у воді, кристалогідратів не утворює. Нейтралізується концентрованими лугами. Окисник.

$\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6$ здобувають окисненням йоду Хлором у лужному середовищі, окисненням Калій йодату Калій пероксодисульфатом у присутності

лугу, електролітичним окисненням Натрій йодату також у присутності NaOH, за часткової нейтралізації дигідроортоперіодатної (ортойодної) кислоти розбавленим Натрій гідроксидом:



Na₃H₂IO₆ має хімічні властивості, що подані відповідними рівняннями реакцій у таблиці 5.35.

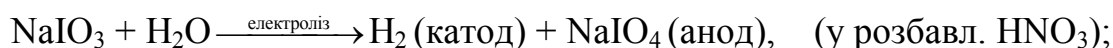
Таблиця 5.35 – Хімічні властивості Na₃H₂IO₆

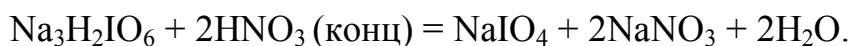
Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 = 2\text{NaIO}_3 + 4\text{NaOH} + \text{O}_2$	200–250 °C
$\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + 2\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{NaH}_4\text{IO}_6 + 2\text{NaNO}_3$	0–10 °C
$\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + 2\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{NaIO}_4 + 2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	кімн. тем-ра
$\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + 3\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{H}_5\text{IO}_6 + 3\text{NaNO}_3$	60–70 °C
$\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 (\text{насич.}) + 2\text{NaOH (конц.)} = \text{Na}_5\text{IO}_6\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	
$5\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = 2\text{HMnO}_4 + 5\text{NaIO}_3 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$	80 °C
$2\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + 3\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ba}_3(\text{H}_2\text{IO}_6)_2 + 6\text{NaNO}_3$	У розбавл. HNO ₃
$\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{IO}_5\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	

5.8.2.8 NaIO₄ – Натрій метаперіодат: $M_r = 214$; $\rho = 3,865 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 300 \text{ °C}$ (із розкладанням).

NaIO₄ – біла речовина, яка під час нагрівання плавиться з розкладанням. Добре розчиняється у воді з частковою зміною складу аніону. Розкладається концентрованими кислотами і лугами. Окисник.

NaIO₄ здобувають при електролітичному окисненні Натрій йодату та за дії концентрованої нітратної кислоти на Натрій дигідроортоперіодат за звичайних умов:





Про хімічні властивості NaIO_4 можна мати уяву на основі рівнянь таких хімічних реакцій, наведених в таблиці 5.36.

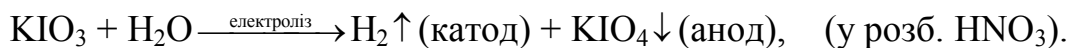
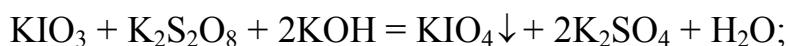
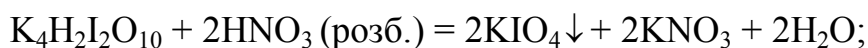
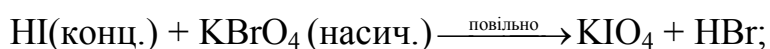
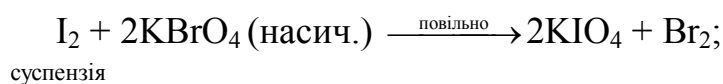
Таблиця 5.36 – Хімічні властивості NaIO_4

Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{NaIO}_4 = 2\text{NaIO}_3 + \text{O}_2$	300–325 °C
$\text{NaIO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O} = \text{NaIO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	110 °C, вакуум
$2(\text{NaIO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}) = 2\text{NaIO}_3 + \text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	175 °C
$\text{NaIO}_4 (\text{розб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{IO}_4^-$	
$\text{NaIO}_4 (\text{насич.}) + 3\text{H}_2\text{O} = \text{NaH}_4\text{IO}_6 \cdot \text{H}_2\text{O} \downarrow$	0–10 °C
$\text{NaIO}_4 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_5\text{IO}_6 + \text{NaNO}_3$	Кип'ятіння
$\text{NaIO}_4 + 2\text{NaOH} (\text{розб.}) = \text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 \downarrow$	
$5\text{NaIO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{HMnO}_4 + 5\text{NaIO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	У розб. HNO_3
$\text{NaIO}_4 (\text{насич.}) + \text{MeNO}_3 (\text{конц.}) = \text{EIO}_4 \downarrow + \text{NaNO}_3$	$\text{Me} = \text{K}, \text{Pb}, \text{Cs}$
$\text{NaIO}_4 + 2\text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_5\text{IO}_6$	350–500 °C

5.8.2.9 KIO_4 – Калій метаперйодат: $M_r = 230$; $\rho = 3,618 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 582 \text{ °C}$ (з розкладанням).

KIO_4 – біла речовина, яка за помірного нагрівання розкладається; плавиться тільки під надлишковим тиском O_2 . Погано розчиняється у воді. Кристалогідратів не утворює. За дії концентрованих кислот і лугів може бути переведена у розчин із зміною складу аніону. Окисник.

KIO_4 здобувають під час окиснення I_2 або HI насиченим розчином Калій пербромату, за дії концентрованої нітратної кислоти на $\text{K}_2\text{H}_2\text{I}_2\text{O}_{10}$, а також при електролітичному, або у присутності Калій пероксодисульфату, окисненні Калій йодату:



Хімічні властивості KIO_4 можна охарактеризувати рівняннями реакцій, що наведені в таблиці 5.37.

Таблиця 5.37 – Хімічні властивості KIO_4

Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{KIO}_4 = 2\text{KIO}_3 + \text{O}_2$	290 °C
$\text{KIO}_4 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_5\text{IO}_6 + \text{KNO}_3$	Кип'ятіння
$2\text{KIO}_4 (\text{тв.}) + 2\text{KOH} (\text{конц.}) = \text{K}_4\text{H}_2\text{I}_2\text{O}_{10}$	
$5\text{KIO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{HMnO}_4 + 4\text{KIO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	У розбавл. HNO_3

5.9 At – Астат: $M_r = 210$; $t_{\text{пл}} = 244$ °C; $t_{\text{кип}} = 309$ °C.

At – радіоактивний хімічний елемент. У 1943–1946 рр. було встановлено існування швидкорозкладних ізотопів Астату у природі; найбільш стійкий із них ^{219}At з періодом напіврозкладу 54 с; α -випромінювач. Для At характерне поєднання властивостей металів (Po, Pb) і неметалів (галогенів). Зокрема, аналогічно до йоду, Астат добре розчиняється в органічних розчинах і легко ними екстрагується. Достатньо леткий, хоча дещо і поступається щодо цього йоду і тому також може легко відганятися. У разі дії на суспензію Астату у воді атомарного Гідрогену, що виділяється в момент реакції, утворюється газоподібний HAt. Подібно до йоду, At у водному розчині відновлюється Сульфур (IV) оксидом і окиснюється Бромом. Проте, як і метали, At можна осадити із розчинів, підкислених хлоридною кислотою, дигідрогенсульфідом. У присутності окиснювачів у водних кислих розчинах At існує у вигляді однозарядного катіону $[\text{At}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$, де $x = 1$ або 2. At реагує з кислотами-окисниками, типовими відновниками й окисниками. У воді не розчиняється і з нею не реагує.

Хімічні властивості At можна відобразити рівняннями реакцій, що зведені в таблиці 5.38.

Таблиця 5.38 – Хімічні властивості At

Тип реакції	Умови проведення реакції
$\text{At} + \text{H}^\circ (\text{Zn, конц. HCl}) = \text{HAt} \uparrow$	
$2\text{At} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = 2\text{HAt} + \text{H}_2\text{SO}_4$	
$2\text{At} + 2\text{NaOH} + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] = 2\text{NaAt} +$ $+ \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$	
$\text{NaAt} + 2\text{AgNO}_3 + \text{NaI} = \{\text{AgI} + \text{AgAt}\} \downarrow + 2\text{NaNO}_3$ співосадження	
$2\text{At} + \text{Br}_2 (\text{підк.}) = 2\text{AtBr} (\text{тв.})$	
$2\text{At} + \text{I}_2 = 2\text{AtI}$	До 200 °C
$2\text{At} + 2\text{CsI} + \text{I}_2 = 2\text{Cs}[\text{AtI}_2]$	Вище 150 °C
$3\text{At} + \text{HNO}_3 (\text{розб.}) + \text{H}_2\text{O} = 3\text{HAtO} + \text{NO} \uparrow$	
$6\text{At} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 5\text{HAtO} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$ $+ \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$	
$\text{HAtO} + \text{NaOH} (\text{розб.}) = \text{NaAtO} + \text{H}_2\text{O}$	
$2\text{At} + \text{E}_2 (\text{p-n}) + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HAtO} (\text{або AtOH}) + 2\text{HE}$	E = Cl, Br
$2\text{AtOH} + 2\text{TlOH} + 2\text{H}_2\text{S} (\text{насич.}) = \{\text{Tl}_2\text{S} + \text{At}_2\text{S}\} \downarrow +$ $+ 4\text{H}_2\text{O}$	
$2\text{AtCl}_3 + 2\text{BiCl}_3 + 6\text{H}_2\text{S} (\text{насич.}) = \{\text{Bi}_2\text{S}_3 +$ $\text{At}_2\text{S}_3\} \downarrow + 12\text{HCl}$	У конц. HCl
$2\text{At} + 5\text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HAtO}_3 + 5\text{NaCl}$	
$2\text{At} + 5\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{HAtO}_3 + 5\text{K}_2\text{SO}_4 +$ $+ 5\text{H}_2\text{SO}_4$	Кип'ятіння
$2\text{At} + 8\text{H}_2\text{O} + 7\text{XeF}_2 = 2\text{HAtO}_4 + 7\text{Xe} \uparrow + 14\text{HF}$	
$2\text{At} (\text{тв.}) \Leftrightarrow \text{At}_2 (\text{підк.}) \Leftrightarrow \text{At}_2 (\text{г.})$	

5.10 Міжгалогенові сполуки

Галогени можуть безпосередньо взаємодіяти один із одним з утворенням так званих міжгалогенових сполук. Така взаємодія відбувається тим активніше, чим більша різниця між атомними масами галогенів.

Усі міжгалогенові сполуки є галогенангідритами, дуже чутливими до води, внаслідок чого вони зазнають гідролізу з утворенням оксигеновмісних та гідрогенгалогенідних кислот.

Міжгалогенові сполуки зазвичай мають склад XY_n , де $n = 1, 3, 5$ або 7 . Найбільш стійкими є моногалогеніди XY (крім фторидів Br і I). За хімічними властивостями вони близькі до галогенів. Розчиняються у розчинах хлоридів металів з утворенням стійких полігалогенід-йонів. Розчиняються також в органічних розчинах. Моногалогеніди розчиняються в $AsCl_3$, SO_2 , $SOCl_2$, льодяній оцтовій кислоті.

Здобувають міжгалогенові сполуки із елементів за кімнатної або за більш низької температури, у розчинах або без них. Тригалогеніди (крім трифторидів) здобувають під тиском або у мікрохвильовому розряді. Міжгалогенові сполуки застосовують в органічному синтезі.

5.10.1 ClF – хлормонофторид: $M_r = 54,5$; ρ (рідк.) = $1,6^{(-100)}$ г/см³; $t_{пл} = -155$ °C; $t_{кип} = -100$ °C;

ClF – безбарвна газувата речовина, яка розкладається за кімнатної температури. Реакційноздатна; реагує з водою, лугами, фторидами металів і неметалів, з Силіцій (IV) оксидом.

ClF здобувають за безпосередньої взаємодії простих речовин під час нагрівання та за хлорування хлортрифториду під тиском:



ClF має хімічні властивості, що наведені в таблиці 5.39.

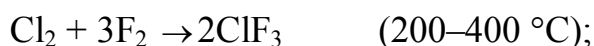
Таблиця 5.39 – Хімічні властивості ClF

Тип реакції	Умови проведення реакції
$3ClF = ClF_3 + Cl_2$	кімн. тем-ра
$ClF + H_2O$ (хол.) = $HF + HClO$ $4ClF + 2H_2O$ (гаряч.) = $4HF + 2Cl_2 \uparrow + O_2$	
$ClF + 2NaOH$ (розб., хол.) = $NaF + NaClO + H_2O$	
$ClF + F_2 = ClF_3$	200 °C
$2ClF + ClO_2F = ClOF_3 + Cl_2O$	0 °C
$4ClF + SiO_2 = SiF_4 + 2Cl_2 + O_2$	кімн. тем-ра
$2ClF$ (зрідж.) + $EF_5 = (Cl_2F^+)(EF_6^-)$ $ClF + MeF = Me[ClF_2]$	E = As, Sb 175 °C, P; Me = K, R, Cs
$3ClF$ (зрідж.) $\leftrightarrow Cl_2F^+ + [ClF_2]^-$	

5.10.2 ClF₃ – хлортрифторид: $M_r = 185$; $\rho_{(ж)} = 1,87 \text{ г/см}^3$; $t_{пл} = -76,31 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{кип} = +11,76 \text{ }^\circ\text{C}$.

ClF₃ – безбарвна газувата речовина, зеленувато-жовта рідина (димер Cl₂F₆). Необмеєно змішується із рідким HF. Реакційноздатна, розкладається водою, реагує з лугами, Силіцій (IV) оксидом, оксидами металів, фторидами металів і неметалів.

ClF₃ здобувають за безпосередньої взаємодії Хлору із Фтором під час нагрівання, за термічного розкладання хлормонофториду та під час взаємодії останнього із Фтором під час нагрівання:



ClF₃ має хімічні властивості, що відображені відповідними рівняннями реакцій (табл. 5.40).

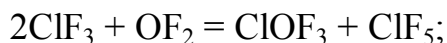
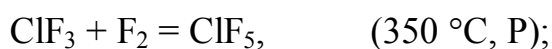
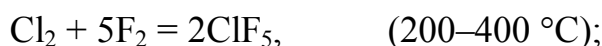
Таблиця 5.40 – Хімічні властивості ClF₃

Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{ClF}_3 = \text{Cl}_2 + 3\text{F}_2$	Вище 300 °C
$\text{ClF}_3 + 2\text{H}_2\text{O} (\text{хол.}) = 3\text{HF} + \text{HClO}_2$; $3\text{ClF}_3 + 6\text{H}_2\text{O} (\text{гаряч.}) = 9\text{HF} + \text{HCl} + 2\text{HClO}_3$	
$3\text{ClF}_3 + 12\text{NaOH} (\text{розб.}) = 9\text{NaF} + \text{NaCl} + 2\text{NaClO}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$	
$\text{ClF}_3 + \text{F}_2 = \text{ClF}_5$ $\text{ClF}_3 + \text{Cl}_2 = 3\text{ClF}$	350 °C, P 180 °C, P
$2\text{ClF}_3 + \text{OF}_2 = \text{ClOF}_3 + \text{ClF}_5$	кімн. тем-ра
$6\text{ClF}_3 + 2\text{NaClO}_3 = 3\text{ClO}_2\text{F} + 2\text{NaCl} + 3\text{ClF}_5$	кімн. тем-ра
$4\text{ClF}_3 + 3\text{SiO}_2 = 3\text{SiF}_4 + 2\text{Cl}_2 + 3\text{O}_2$	кімн. тем-ра
$4\text{ClF}_3 + 6\text{NiO} = 6\text{NiF}_2 + 2\text{Cl}_2 + 3\text{O}_2$	100 °C
$2\text{ClF}_3 + 3\text{Ag} = 3\text{AgF}_2 + \text{Cl}_2$	120 °C, P
$\text{ClF}_3 (\text{зрідж.}) + \text{EF} = \text{E}[\text{ClF}_4]$	$\text{E} = \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{NO}^+$
$\text{ClF}_3 (\text{зрідж.}) + \text{EF}_5 = (\text{ClF}_2^+)[\text{EF}_6^-]$	$\text{E} = \text{P}, \text{As}, \text{Sb}, \text{Bi}$
$2\text{ClF}_3 (\text{зрідж.}) + \text{Cl}_2\text{F}_6 (\text{зрідж.}) \rightleftharpoons \text{ClF}_2^+ + [\text{ClF}_4]^-$	

5.10.3 ClF₅ – хлорпентафторид: $M_r = 130,5$; ρ (зрідж) = 1,93⁽⁻²⁰⁾ г/см³; $t_{пл} = -103$ °C; $t_{кип} = -14$ °C.

ClF₅ – безбарвна газувата речовина. Стійка за кімнатної температури; за помірного нагрівання розкладається. Енергійно гідролізується водою; реагує із лугами; Силіцій (IV) оксидом, фторидами металів і неметалів.

ClF₅ здобувають за безпосередньої взаємодії Хлору і Фтору під час нагрівання, за фторування хлортрифториду за підвищеної температури та тиску та внаслідок взаємодії ОксигенФториду з хлортрифторидом, або під час взаємодії останнього з Натрій хлоратом:



Хімічні властивості ClF₅ наведені у таблиці 5.41

Таблиця 5.41 – Хімічні властивості ClF₅

Тип реакції	Умови проведення реакції
$2\text{ClF}_5 = \text{Cl}_2 + 5\text{F}_2$	Вище 250 °C
$\text{ClF}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 5\text{HF} + \text{HClO}_3$	
$\text{ClF}_5 + 6\text{NaOH (розб.)} = 5\text{NaF} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$4\text{ClF}_5 + 5\text{SiO}_2 = 5\text{SiF}_4 + 2\text{Cl}_2 + 5\text{O}_2$	
$\text{ClF}_5 + \text{AsF}_5 + \text{KrF}_2 = (\text{ClF}_6^+)[\text{AsF}_6] + \text{Kr}$	
$2\text{ClF}_5 (\text{зрідж.}) \rightleftharpoons \text{ClF}_4^+ + [\text{ClF}_6]^-$	

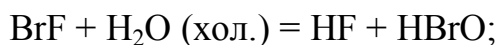
5.10.4 BrF – броммонофторид: $M_r = 99$; $t_{пл} = -33$ °C; $t_{кип} = 20$ °C (з розкладанням).

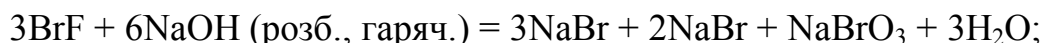
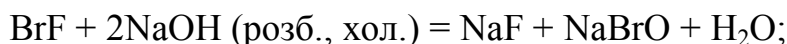
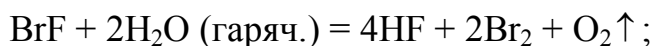
BrF – червона рідина, під час кипіння розкладається. Реакційноздібний; реагує з водою, лугами; Силіцій (IV) оксидом.

BrF здобувають за безпосередньої взаємодії простих речовин: Брому і Фтору за низької температури:



Хімічні властивості броммонофториду:

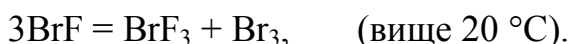
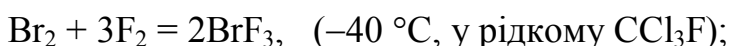




5.10.5 BrF_3 – бромтрифторид: $M_r = 137$; $\rho = 2,843^{(9)} \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 8,8 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 125,75 \text{ }^\circ\text{C}$.

BrF_3 – світло-жовта (у товстому шарі – червона) рідина. Добре розчиняється у зрідженому HF . Реакційноактивний; енергійно розкладається водою, реагує з лугами, металами, оксидами і фторидами металів і неметалів. Окисник. Неводний розчинник.

BrF_3 здобувають безпосередньою взаємодією простих речовин за низьких температур у неводних розчинниках та за термічного розкладання броммонофториду:



Хімічні властивості трифториду Брому можна охарактеризувати рівняннями реакцій, що наведені в таблиці 5.42.

Таблиця 5.42 – Хімічні властивості BrF_3

Тип реакції	Умови проведення реакції
$3\text{BrF}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 9\text{HF} + \text{HBr} + 2\text{HBrO}_3$	
$3\text{BrF}_3 + 12\text{NaOH} (\text{розб.}) = 9\text{NaF} + \text{NaBr} + 2\text{NaBrO}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$	
$\text{BrF}_3 + \text{F}_2 = \text{BrF}_5$	
$\text{BrF}_3 + 3\text{SiO}_2 = 3\text{SiF}_4 + 2\text{Br}_2 + 3\text{O}_2$	
$\text{BrF}_3 (\text{зрідж.}) + \text{MeF} = \text{Me}[\text{BrF}_4]$	$\text{Me} = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}, \text{Ag}$
$\text{BrF}_3 (\text{зрідж.}) + \text{ClF}_3 = (\text{ClF}_2^+)[\text{BrF}_4^-]$	
$4\text{BrF}_3 + 2\text{Au} = 2(\text{Au}^+)[\text{BrF}_6^-] + \text{Br}_2$	$40 \text{ }^\circ\text{C}$
$\text{BrF}_3 (\text{зрідж.}) + \text{EF}_5 = (\text{BrF}_2^+)[\text{EF}_6^-]$	$\text{E} = \text{P}, \text{As}, \text{Sb}, \text{Bi}$
$2\text{BrF}_3 (\text{тв.}) \rightleftharpoons (\text{BrF}_2^+)[\text{BrF}_4^-] (\text{тв.})$ $2\text{BrF}_3 (\text{підк.}) \rightleftharpoons \text{BrF}_2^+ + [\text{BrF}_4^-]$	

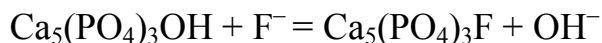
6 БІОЛОГІЧНА РОЛЬ ГАЛОГЕНІВ. ЗАСТОСУВАННЯ ЇХНІХ СПОЛУК

За вмістом в організмі людини Хлор ($\omega(\text{Cl}^-) = 0,15 \%$) зараховують до макроелементів, у той час як інші p^5 -елементи є мікроелементами (вміст $\approx 10^{-5} \%$). Галогени у вигляді різноманітних сполук входять до складу тканин людини і тварини. Хлор і Йод належать до незамінних елементів, а решта є постійними складовими частками тканин.

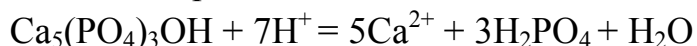
6.1 Флуор

Маса Флуору в організмі людини складає приблизно 7 мг ($\approx 10^{-5} \%$). Сполуки Флуору концентруються у кістковій тканині, нігтях, зубах. До складу зубів входить близько 0,01 % Флуору, до того ж більша частина припадає на емаль, що пов'язано із присутністю в ній важкорозчинного (фторапатиту) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Нестача Флуору в організмі призводить до карієсу зубів.

Інтерес до біологічної дії Флуору пов'язаний насамперед з проблемою хворих зубів, через те що Флуор захищає зуби від карієсу. Мінеральну основу зубних тканин – дентина – складають гідроксиапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$, хлорапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}$ і фторапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Фторид-йон достатньо легко заміщає гідроксид-йон у гідроксиапатиті, утворюючи захисний шар більш твердого фторапатиту:



Карієс зубів починається з утворення на поверхні зуба ушкодженої ділянки емалі у вигляді плями. Під дією кислот, які виробляють бактерії, спостерігається розчинення гідроксиапатитної складової емалі:



Збагачення питної води Флуором, тобто фторування води з метою доведення вмісту в ній Флуору до норми (1мг/дм^3), спричиняє значне зниження захворюваності населення карієсом зубів. Фторування питної води здійснюють додаванням в неї відповідної кількості Натрій фториду. Це сприяє утворенню фторапатиту шляхом ремінералізації (утворення кристалів) вже початого ушкодження:



Натрій фторид застосовують для лікування ендемічного зоба, а також у стоматологічній практиці. Крім того, Флуор і його сполуки є складовою силікатних цементів «силіцин» та «силіцин-2».

Шкідлива не тільки нестача, але і надлишок Флуору. У разі вмісту Флуору в питній воді вище гранично допустимої норми ($1,2 \text{ мг/дм}^3$) зубна емаль стає крихкою, легко руйнується і з'являються інші симптоми хронічного отруєння Флуором – підвищення крихкості кісток та їхня деформація, а також загальне виснаження організму. Захворювання, що виникає у цьому випадку називають флюорозом (фторозом). Поряд з цим фторид-йон є паралізатором низки ферментів, пригніблює процеси обміну вуглеводів, жирів, а також дихання тканин і гальмує діяльність щитовидної залози.

6.2 Хлор

В організмі людини міститься приблизно 100 г (2,79 моль) Хлору (масова частка 0,15 %). Добова потреба організму у Хлорі складає 4–6 г. Хлорид-йони відіграють важливу біологічну роль. Вони активізують деякі ферменти, утворюють сприятливе середовище для дії протолітичних ферментів шлункового соку, забезпечують йонні потоки через клітинні мембрани, беруть участь у підтриманні осмотичної рівноваги.

Хлорид-йон має оптимальний радіус для проникнення через мембрану кліток. Саме цим пояснюють його сумісну участь із Натрій і Калій йонами в створенні відповідного осмотичного тиску і регулюванні водно-сольового обміну. Добова потреба Натрій хлориду складає 5–10 г. Останній необхідний для вироблення хлоридної кислоти у шлунку – у шлунковому соку здорової людини масова частина $\text{NaCl} \approx 0,5 \%$. Окрім важливої ролі хлоридної кислоти в процесі травлення, вона знищує бактерії, які викликають такі захворювання, як холера, тиф та інші. Це пояснюється тим, що хлорид-йони взаємодіють з аміногрупами амінокислот мікробних кліток і руйнують їхню структуру і у такий спосіб викликають загибель мікроорганізмів.

Якщо у шлунок з великою кількістю води потрапляють бактерії, то внаслідок розбавлення HCl не виявляє антибактеріологічну дію і бактерії виживають. Це призводить до захворювання організму. Через це під час епідемій особливо небезпечна питна вода. У разі нестачі хлоридної кислоти у шлунку підвищується pH і порушує нормальне травлення, що важко позначається на здоров'ї людини. У разі пошкодження кислотності шлункового соку у медицині застосовують розбавлений розчин хлоридної кислоти ($\omega(\text{HCl}) = 8,2\text{--}8,4 \%$). Це фармацевтичний препарат, він необхідний для здійснення початкових стадій травлення. Крім того, хлоридна кислота сти-

мулює виділення підшлункової залози і печінки, збуджує моторну функцію шлунка і кишок, сприяє всмоктуванню Феруму із стравоходу.

У разі запалення шлунку (гастриті), виразці шлунку секреція шлункового соку збільшується і таким чином збільшується його кислотність. Це захворювання потребує спеціального лікування і обов'язкового зменшення споживання кількості кухонної солі.

Із сполук Хлору найчастіше застосовують:

- натрій хлорид (NaCl) для приготування фізіологічного розчину, для ван і душу, а також для лікування катаральних захворювань очей;
- натрій гіпохлорид NaOCl ($\omega = 0,5 \%$) для зрошення ран;
- хлорне вапно (CaOCl_2) для дезінфекції предметів догляду за хворими, приміщень. Велике значення мають хлорорганічні сполуки, які застосовують як розчинники або лікарняні препарати (хлороформ, хлорамин Б, пантоцид та інші).

Життєво необхідні хлорид-йони не виявляють токсичну дію, але в той же час молекулярний Хлор (Хлор) – високотоксичний газ, який застосовували у Першу світову війну як отруйну речовину. Гранично допустима концентрація газуватого Хлору у повітрі $1 \cdot 10^{-3}$ мг/дм³.

6.3 Бром

Маса Брому в організмі людини складає біля 7 мг ($\approx 10^{-5} \%$). Він локалізується переважно у залозах внутрішньої секреції, передусім у гіпофізі. Добова потреба організму людини становить біля 0,821 мг. Біологічна роль сполук Брому у нормальній життєдіяльності організму людини ще недостатньо вивчена.

Відомо, що Бром підсилює процеси гальмування центральної нервової системи, у цьому і полягає його найважливіша цілюща дія на нервову систему. Препарати Брому (NaBr , KBr , NH_4Br) у невеликих дозах концентрують і підсилюють процеси гальмування кори головного мозку. Бром бере участь у біосинтезі статевих гормонів. Вказані вище сполуки Брому є фармацевтичними препаратами і застосовуються при розладі нервової системи, істерії, безсонні, розумовому перевтомленні, а також при гіпертонії, виразці шлунку.

Бром-йони спроможні замінювати йони Cl^- і I^- в організмі. Прикладом такого взаємозаміщення є заміщення Йоду Бромом у разі надлишку Брому в організмі в гормонах щитовидної залози, що призводить до гіпертиреозидизму.

Через те що в організмі існує певний динамічний зв'язок між вмістом у ньому бромід- і хлорид-йонів, підвищена концентрація бромід-йонів у крові порушує рівновагу і сприяє підвищеному виділенню нирками хлорид-йонів і навпаки.

Бромід-йони легко всмоктуються у шлунково-кишковому тракті. Токсичність бромід-йонів не висока. Але внаслідок повільного виведення із організму (30–60 діб) вони накопичуються, що призводить до розвитку хронічного отруєння, яке називають «бромізмом».

У разі виявлення ознак хронічного отруєння Бромом негайно припиняють приймання бромідних препаратів. Крім того, запроваджують велику кількість Натрій хлориду (до 25 г на добу), щоб прискорити швидкість видалення Br^- , і призначають багато води для пиття.

6.4 Йод

Йод належить до групи життєво необхідних мікроелементів і постійно знаходиться в організмі людини у кількості $4 \cdot 10^{-5} \%$ або 20–25 мг. Із них 15 мг міститься у щитовидній залозі у вигляді гормонів, решта – у м'язах, кістках, нирках, печінці, головному мозку, крові і т. ін. Постійна масова частка Йоду у крові людини ($1 \cdot 10^{-6} - 1 \cdot 10^{-5} \%$) є йодним дзеркалом крові. Добова потреба організму людини у Йоді складає 0,2 мг. Найважливіша біологічна роль Йоду полягає у тому, що він бере участь у синтезі гормонів щитовидної залози – тироксину і трийодтіроніну – і є їх незамінними структурними компонентами. У разі нестачі Йоду в організмі знижується активність щитовидної залози (гіпотиреоз), що призводить до появи захворювання – ендемічного зоба.

У разі підвищеної активності щитовидної залози (гіпертиреоз) внаслідок надлишку тиреоїдних гормонів спостерігається ненормально велика швидкість метаболічних процесів.

Йод бере участь у водно-сольовому обміні і у такий спосіб впливає на концентрацію в організмі йонів Натрію і Калію. Йод та його сполуки у певних концентраціях позитивно впливають на фагоцитарну активність лейкоцитів, знижують проникливість шкіри, тобто Йод позитивно впливає на імуногенез.

Йод затримує проходження рентгенівського випромінювання, через це його препарати (кардіотраст, серозин, білігност та інші) широко застосовують як рентгеноконтрастний засіб під час дослідження нирок, серця, печінки та інших органів. Радіоактивний нуклід Йоду ^{131}I у вигляді Натрій

йодиду у діагностичних цілях використовують для дослідження стану щитовидної залози і для лікування гіпертериозу. Крім того, радіоактивний Йод ^{125}I використовують для раннього діагностування вагітності. Метод дуже простий і займає всього лише годину: вагітність діагностується вже на шостий день після того як вона настає. Крім того, радіоактивний Йод застосовують під час лікування раку щитовидної залози.

Поряд з цим спиртовий розчин Йоду ($\omega(\text{I}_2) = 5\text{--}10\%$) або йодна настойка є фармацевтичним препаратом, що виявляє місцеву антисептичну, подразнювальну, відволікаючу і протизапальну дію. Використовується у хірургії для оброблення рук хірурга, ран, операційного поля, при фурункульозі; внутрішньо застосовується при гіпо- і гіпертиреозі, ендемічному волі, атеросклерозі, бронхіті, бронхіальній астмі, ревматизмі, а також при отруєнні Меркурієм, Плюмбумом тощо. Мікрійод ($\text{I}_2 - 5 \cdot 10^{-4}$ г, $\text{KI} - 5 \cdot 10^{-3}$ г, корінь валеріани $- 5 \cdot 10^{-2}$ г) є заспокійливим засобом.

NaI і KI застосовують також як відхаркувальний засіб у разі запалення дихальних шляхів.

6.5 Астат

В організмі людини Астат накопичується вибірково: у щитовидній залозі, селезінці, легенях. Біологічна роль Астату не виявлена. At , уведений в організм, поводить себе аналогічно Йоду. Радіоактивний нуклід ^{211}At викликає інтерес для променевої терапії під час захворювання щитовидної залози.

Отже, усі p^5 -елементи фізіологічно активні, а Хлор та Йод незамінні для життєдіяльності організму. Вочевидь, що Флуор також можна зарахувати до елементів, які необхідні для нормального функціонування живих організмів.

В організмі людини p^5 -елементи взаємозамінні, при цьому спостерігаються як випадки синергізму, так і антагонізму.

Після ретельного ознайомлення з теоретичним матеріалом щодо властивостей як самих p^5 -елементів, так і їхніх сполук потрібно виконати індивідуальне домашнє завдання, запропоноване викладачем.

7 ВЗАЄМОДІЯ ЕЛЕМЕНТІВ З ГАЛОГЕНАМИ

У попередньо наведеному матеріалі, який відображає властивості галогенів, основна увага була приділена їх взаємодії із різними сполуками. У додатках відображені умови здобування сполук галогенів, отриманих внаслідок їх реакцій з простими речовинами, утвореними практично усіма елементами періодичної системи (П. С.).

Як найбільш електронегативні елементи, галогени утворюють сполуки практично з усіма елементами П. С. (окрім He, Ne і Ar). Kr і Ar утворюють сполуки тільки із флуором.

Більшість металів утворюють сполуки із Флуором вже за звичайних умов, взаємодія його із неметалами перебігає ще більш енергійно, аніж з металами. Хімічна активність у ряду F-Cl-Br-I знижується, але все ж таки зостається значною навіть до йоду.

За типами хімічного зв'язку і фізико-хімічними властивостями галогеніди поділяють на три групи: а) йонні, б) йонно-ковалентні, в) ковалентні.

Галогеніди металів є сполуками переважно йонного характеру. До них зараховують галогеніди лужних, лужно-земельних металів, галогеніди більшості лантаніодів: деяких актиноідів, а також галогеніди інших металів з низькими ступенями окиснення. Це тверді, нелеткі речовини з достатньо високою температурою плавлення. Більшість із них розчинні у воді, найменш розчинні – фториди.

По мірі збільшення відношення заряду елемента до його радіусу ковалентна складова хімічного зв'язку зростає. Наприклад, у ряду KCl, CaCl₂, ScCl₃, TiCl₄ перша сполука – йонна, тоді як TiCl₄ – рідка речовина з ковалентним зв'язком. Аналогічне явище спостерігається для металів, які характеризуються перемінними ступенями окиснення. Галогеніди металів з більш низькими ступенями окиснення – більш йонні, ковалентність зростає по мірі збільшення ступеня окиснення. Зокрема, UF₄ – йонна сполука, UF₆ – газувата, ковалентна сполука. Для галогенідів з йонно – ковалентним зв'язком характерні проміжні властивості між йонними і ковалентними.

До ковалентних зараховують галогеніди електронегативних елементів і металів з найвищим ступенем окиснення. Вони зазвичай характеризуються значною леткістю і схильністю до гідролізу.

У таблицях наведені методи здобування і деякі властивості галогенідів, які можуть стати в нагоді студентам, аспірантам та науковцям, діяльність яких пов'язана з цим класом сполук.

Таблиця 7.1 – Взаємодія елементів із Флуором

Атомний номер	Елемент	Формула сполуки	Характеристика взаємодії елементів з галогенами і утворені сполуки
1	2	3	4
1	H	HF	HF утворюється у разі взаємодії діфлуора з дигидрогеном за дуже низьких температур (за кімнатної температури з вибухом); реакція перебігає з великим виділенням тепла. За звичайних умов HF – газ із різким запахом; у воді слабка кислота. В інтервалі температур – (–83,36°C) ... (+20°C) рідина
3 11 19 37 55	Li Na K Rb Cs	MeF	Здобувають синтезом з елементів або взаємодією розчинів солей з HF. Безбарвні, тверді речовини з температурою плавлення 684–993 °C. KF, RbF і CsF гігроскопічні. Розчинні у воді і спирті, розчиняються у мінеральних кислотах з виділенням HF
29	Cu	CuF, CuF ₂	CuF утворюється внаслідок термічного розкладання CuF ₂ за температур 1 100–1 200 °C. Температура плавлення 908 °C. Нестійкий у вологому повітрі CuF ₂ одержують синтезом із елементів або дегідратацією кристалогідрату. Біла кристалічна речовина з температурою плавлення 927 °C. Розкладається теплою водою, розчиняється в мінеральних кислотах, амоніаку, піридині з виділенням HF
47	Ag	Ag ₂ F, AgF, AgF ₂	Ag₂F утворюється внаслідок взаємодії AgF із Ag за температури 90 °C. Повільно розчиняється у воді за умови кип'ятіння

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
			<p>AgF здобувають синтезом з елементів або за взаємодії солей з HF. Безбарвні кристали, які розпливаються на повітрі з $T_{пл.} = 435\text{ }^{\circ}\text{C}$. Розчиняється у воді й амоніаку. Руйнує скло. Розкладається кислотами.</p> <p>AgF₂ одержують синтезом із елементів за температури $300\text{ }^{\circ}\text{C}$. Синій порошок з температурою плавлення $690\text{ }^{\circ}\text{C}$. Гідролізується водою. Окисник.</p>
79	Au	AuF ₃ , AuF ₅	<p>AuF₃. Утворюється внаслідок взаємодії BrF₃ з Au або синтезом із елементів за температури $300\text{ }^{\circ}\text{C}$. Оранжевий порошок, що розкладається водою або під час нагрівання вище $500\text{ }^{\circ}\text{C}$</p> <p>AuF₅. Здобувають внаслідок реакції за кімнатної температури: $2\text{Au} + 5\text{KrF}_2 = 2\text{AuF}_5 + 5\text{Kr}$. Малодосліджений</p>
4	Be	BeF ₂	Утворюється за умов дії F ₂ на нагріті BeO або Be ₂ C. Біла кристалічна речовина з $T_{пл.} = 803\text{ }^{\circ}\text{C}$. Дуже гігроскопічна, на повітрі окиснюється. Розчиняється у воді і в розчинах фторидів лужних металів. Реагує з лугами, NH ₃ · H ₂ O. Розкладається киплячою водою і H ₂ SO ₄ (конц.).
12 20 38 56 88	Mg Ca Sr Ba Ra	MeF ₂	MgF₂ і CaF₂ зустрічаються в природі. Одержують синтезом з елементів або взаємодією розчинів солей з HF. Білі речовини з температурою плавлення $1190\text{--}1400\text{ }^{\circ}\text{C}$. Погано розчинні у воді, розбавлених мінеральних кислотах, легко розчиняються в HF і розчинах фторидів та сульфатів лужних металів. Розкладаються концентрованою H ₂ SO ₄
30 48	Zn Cd	MeF ₂	Одержують синтезом з елементів або дегідратацією кристалогідратів. Безбарвні кристалічні речовини з температурою плавлення $875\text{ }^{\circ}\text{C}$ і $1110\text{ }^{\circ}\text{C}$ відповідно. Погано розчинні у воді, схильні до утворення фторосолей і основних фторидів

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
80	Hg	$(\text{Hg}_2\text{F}_2)_n$, HgF_2	$(\text{Hg}_2\text{F}_2)_n$ здобувають синтезом із елементів на холоді. Полімер із температурою плавлення 570 °С. Леткий, гідролітично розкладається водою, взаємодіє з амоніаком. HgF_2 одержують синтезом із елементів. Безбарвна речовина, яка зазнає гідролізу з температурою плавлення 615 °С
5	B	$(\text{BF})_x$, B_2F_4 , BF_3	$(\text{BF})_x$ існує за високих температур у газуватому стані B_2F_4 – газувата сполука, яка бурхливо взаємодіє з O_2 і оксидами металів за температури 100 °С повільно розкладається. BF_3 утворюється при взаємодії KBF_4 з B_2O_3 . Безбарвна газувата речовина, яка димить у вологому повітрі. Розкладається водою, має велику акцепторну властивість
13	Al	AlF_3	AlF_3 безбарвна легкоплавна речовина, яку одержують синтезом із елементів, або прожарюванням Al_2O_3 у HF . Погано розчиняється у воді. За звичайних температур летка, а у вологому повітрі димить. У наслідок гідролізу не реагує з розбавленими кислотами. Розкладається $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та переходить у розчин під дією HF і лугів
31 49	Ga In	MeF_2 , MeF_3	MeF_2 одержують синтезом із елементів або розкладанням MeF_3 за умови нагрівання в атмосфері дигідрогену. Безбарвні, тверді сполуки, які розкладаються у вологому повітрі. MeF_3 утворюються внаслідок фторування оксидів або дегідратацією кристалогідратів. Безбарвні речовини з температурою плавлення 250 °С і 1 170 °С відповідно. Погано розчинні у воді.

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
81	Tl	TlF, TlF ₃	<p>TeF утворюється внаслідок взаємодії розчинів солей з HF. Безбарвна речовина, яка гідролітично розкладається водою: має температуру плавлення 327 °C.</p> <p>TeF₃ одержують фторуванням оксиду Tl₂O₃ за температури 300 °C. Білий, гігроскопічний порошок із температурою плавлення 550 °C. Гідролізується водою</p>
21 39 57 58 59 60 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71	Sc Y La Ce Pr Nd Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu	<p>MeF₃</p> <p>MeF₃,</p> <p>MeF₄</p> <p>NdF₃</p> <p>MeF₂, MeF₃</p> <p>MeF₂, MeF₃</p> <p>GdF₃</p> <p>TbF₃, TbF₄</p> <p>MeF₃</p> <p>YbF₂,</p> <p>YbF₃</p> <p>LuF₃</p>	<p>MeF₂ утворюються внаслідок відновлення MeF₃ дигідрогеном. Температура плавлення 1 407–1 417 °C.</p> <p>MeF₃ утворюється за умов взаємодії оксидів з HF за температури 700 °C, або дегідратації кристалогідратів. Температура плавлення 1 140–1 493 °C. Мало розчинні у воді та розбавлених кислотах. Розчиняються в HF, NH₄F, розкладаються концентрованою H₂SO₄. Схильні до утворення комплексів і подвійних фторидів.</p> <p>MeF₄ утворюються внаслідок фторування оксидів.</p> <p>Речовини з високою температурою плавлення, слаборозчинні у воді та мінеральних кислотах</p>
			<p>UF₅ одержують унаслідок $2UF_4 + F_2 = 2UF_5$ (250 °C) або синтезом $UF_6 + UF_4 = UF_5$ (150 °C). Світло – жовтий (α – модифікація), або світло – сірий (β – модифікація). Унаслідок нагрівання сублімує і зазнає дисмутації. Реакційноздібний, розкладається водою, лугами. Стабілізується у розчинах внаслідок комплексоутворення</p>

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
			UF₆ здобувають внаслідок реакції $2\text{UO}_3 + 6\text{F}_2 = 2\text{UF}_6 + \text{O}_2$ (500 °C). Біла, летка, термічно стійка речовина температура плавлення 84 °C. Енергійно взаємодіє з водою, розкладається лугами. Сильний окисник, відновлюється H ₂ , HBr. Утворює фторокомплекси
93 94 95 96	Np Pu Am Cm	MeF ₃ , MeF ₄ Pu ₄ F ₁₇ , MeF ₆ MeF ₃ , MeF ₄	MeF₄ утворюються внаслідок фторування оксидів або відновленні MeF ₆ . Стійкі на повітрі речовини з температурою плавлення 1 036 – 1 110 °C. Малорозчинний у воді, схильні до утворення комплексів. Me ₄ F ₁₇ , Me ₂ F ₉ і Me ₅ F ₂₂ – проміжні, малодосліджені сполуки, які утворюються за умов диспропорціювання MeF ₅ , або взаємодії MeF ₄ з MeF ₆ . MeF₅ отримують взаємодією MeCl ₅ з HF. Гігроскопічні, легкоплавні сполуки, що зазнають гідролізу у воді. MeF₆ здобувають фторуванням оксидів. Леткі, надзвичайно гігроскопічні речовини, які бурхливо реагують з водою
6	C	CF ₄	Отримують синтезом із елементів 900 °C або взаємодією AgF з CCl ₄ за температури 300 °C. Безбарвна газувата речовина, погано розчинна у воді. Надзвичайно інертна до хімічної і термічної дії. Відомі C _n F _{n+2} , де n = 2–4 і C _n F _{2n} , де n = 2,5–7
14	Si	SiF ₂ , Si ₂ F ₆ , SiF ₄	SiF₂ утворюється внаслідок взаємодії SiF ₄ з Si за температури 1 150 °C. Газувата речовина, яка легко конденсується в полімер (SiF ₂) _n . SiF₆ можна отримати взаємодією Si ₂ Cl ₆ з ZnF ₂ . Газувата речовина, яка гідролізується водою з виділенням H ₂

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
			SiF₄ отримують синтезом із елементів, або взаємодією CaF ₂ з SiO ₂ і H ₂ SO ₄ . Стійка, безбарвна, газувата сполука з різким запахом. У вологому повітрі утворює густий туман, розкладається водою. Розчиняється у HF. Не реагує з H ₂ SO ₄ , Не реагує з лугами, типовими металами, NH ₃ . Утворює фторокомплекси
32	Ge	GeF ₂ , GeF ₄	GeF₂ отримують взаємодією GeF ₃ з Ge. Білий, дуже гігроскопічний порошок з температурою плавлення 111 °С. Вище 300 °С розкладається на GeF ₄ і Ge. Розчиняється у воді. GeF₄ утворюється термічним розкладанням Ba(GeF ₆) за температури 750 °С. Димляча на повітрі безбарвна газувата речовина. У присутності вологи руйнує скло. Утворює гексафторгерманати
50	Sn	SnF ₂ , SnF ₄	SnF₂ одержують взаємодією розчинів солей з HF. Безбарвна, нестійка у присутності O ₂ речовина. Легко розчина у воді. SnF₄ здобувають синтезом із елементів за температури 100 °С. Надзвичайно гігроскопічна біла речовина, яка сублимує за температури 705 °С. Гідролізується водою
82	Pb	PbF ₂ , PbF ₄	PbF₃ отримують взаємодією Pb з HF або обробкою розчинів солей KF. Білий, аморфний порошок із температурою плавлення 855 °С. Погано розчиняється у воді і HCl розкладається H ₂ SO ₄ і HNO ₃ . Із фторидом лужних металів утворює комплекси. PbF₄ здобувають взаємодією солей з HF. Безбарвна речовина, яка розкладається водою і внаслідок прожарювання

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
22 40 72	Ti Zr Hf	MeF ₂ , MeF ₃ , MeF ₄ HfF ₄	<p>MeF₂ диспропорціонують внаслідок нагрівання на MeF₄ і Me.</p> <p>Малодосліджений MeF₃ отримують відновленням MeF₄. Стійкі на повітрі, розчинні у воді речовини. За температури вищій за 1 300 °C диспропорціонують на MeF₄ і Me.</p> <p>MeF₄ здобувають синтезом із елементів. Температура плавлення 400, 912 і 1 020 °C відповідно. Помірно розчинні у воді. TiF₄ – гігроскопічний. Добре розчинні у HF і фторидах лужних металів</p>
7	N	FN ₃ , NF ₃	<p>Нітроген із Флуором утворює два класи сполук: FN₃ (похідні азидоводневої кислоти) і NF₃ (продукти заміщення атомів Гідрогену амоніаку на Флуор.</p> <p>Азид фтору FN₃ одержують дією F₂ на HN₃ у середовищі динітрогену. Жовто-зелена газувата речовина з температурою плавлення – 154 °C; у рідкому стані вибухонебезпечна.</p> <p>Нітрогентрифторид NF₃ утворюється за умови електролітичного розкладання розплавленого [NH₄]HF₂. Безбарвна газувата речовина, яка стискається внаслідок сильного охолодження в прозору, достатньо рухливу рідину з температурою плавлення – 207 °C</p>
14	F	PF ₃ , PF ₅	<p>PF₃ одержують фторуванням PCl₃. Безбарвна, газувата, стійка на повітрі речовина з температурою плавлення –151,5 °C. Повільно гідролізується водою, реагує з лугами, галогенами, O₂, N₂.</p> <p>PF₅ утворюється внаслідок взаємодії білого або червоного фосфору з газуватим або рідким Флуором. Безбарвна, газувата речовина з температурою плавлення – 93,8 °C. За сильного нагрівання (вище 400 °C) розкладається. Гідролізується водою, реагує з лугами, HF, SiO₂. Утворює фторокомплекси</p>

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
33	As	AsF ₃ , AsF ₅	<p>AsF₃ одержують взаємодією As₂O₃ із зневодненим HF за температури 140 °С. Безбарвна, летка рідина з температурою плавлення – 6 °С, повністю гідролізує у воді, окиснюється концентрованою HNO₃, реагує з лугами, Cl₂.</p> <p>AsF₅ синтезують із елементів. Безбарвна, газувата, термічно стійка речовина. Реакційноактивна; легко гідролізує у воді, реагує з лугами, виступає «над кислотою» у суміші з рідкими HF і HSO₃F</p>
51	Sb	SbF ₃ , SbF ₅	<p>SbF₃ одержують взаємодією Sb₂O₃ із HF. Безбарвна, розпливчата на повітрі речовина з температурою плавлення 287 °С. Зазнає гідролізу в гарячій воді; повільно діє на скло; утворює продукти приєднання з амоніаком. Добре розчиняється у холодній воді, концентрованої HF. Розкладається кислотами, лугами. Окиснюється F₂, Cl₂. Утворює фторокомплекси.</p> <p>SbF₅ здобувають синтезом із елементів. Безбарвна, масляниста, надзвичайно гігроскопічна рідина. Розчиняється у воді з вибухом. Утворює багато чисельні продукти приєднання з I₂, S, Se, Te, SO₂, NO₂, P₂O₅, NH₃. Випаровується у сухому повітрі без розкладання. Енергійно реагує з лугами, концентрованої HF, SiO₂. Нагрівання вище 400 °С веде до розкладання з утворенням SbF₃ і F₂</p>
83	Bi	BiF ₃ , BiF ₅	<p>BiF₃ білий із сірим відтінком, термічно стійкий. Не розчиняється у холодній воді, HF. Не реагує із лугами, NH₃ · H₂O. Зазнає гідролізу у гарячій воді. Розчиняється у концентрованій H₂SO₄ і окиснюється F₂. Утворюється під час оброблення солей фторидами лужних металів. Має температуру плавлення 727 °С.</p>

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
			BiF₅ отримують синтезом із елементів. Біла, летка речовина, сублимує за температури 600 °С. Реагує з водою (виділяється O ₃), кислотами, лугами. За 725 °С розкладається. Утворює фторокомплекси. Сильний окиснювач і фтор агент
23	V	VF ₂ , VF ₃ , VF ₄ , VF ₅	<p>VF₂ утворюється внаслідок взаємодії VCl₃ з HF. Малодосліджений.</p> <p>VF₃ добувають за умови диспропорціювання VF₄. Зеленовато-жовтий порошок з температурою плавлення 1 127 °С. Погано розчиняється у воді. Схильний до утворення подвійних солей.</p> <p>VF₄ утворюється за реакцією VCl₄ + HF. Гігроскопічний, жовтувато-коричньовий порошок, що диспропорціонує на VF₃ і VF₅ за температури 300 °С. Гідролізує у воді.</p> <p>VF₅ здобувають синтезом із елементів за температури 300 °С. Нестійка на повітрі біла речовина з температурою плавлення 19,5 °С. Енергійно реагує з водою і лугами. Розчиняє скло, утворює фторокомплекси</p>
41	Nb	Nb ₆ F ₁₅ , NbF ₃ , NbF ₄ , NbF ₅	<p>Nb₆F₁₅ утворюється внаслідок термічного розкладання NbF₄. Стійка на повітрі чорна речовина. Не взаємодіє з мінеральними кислотами і лугами.</p> <p>NbF₃ утворюється за реакцією Nb + H₂ + HF за температури 580 °С. Стійка на повітрі синя речовина, що сублимує у вакуумі за температури 570 °С.</p> <p>NbF₄ одержують відновленням NbF₅ металічним Nb за температури 350 °С. Чорна, нелетка речовина, яка розкладається водою. Внаслідок нагрівання диспропорціонує на NbF₅ і NbF₃.</p>

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
			NbF₅ отримують синтезом з елементів або взаємодією NbCl ₅ з HF. Біла, легкоплавка, низько кипляча, термічно стійка речовина з температурою плавлення 79,5 °С. Розкладається в органічних розчинниках, мінеральних кислотах, гідролізується водою. Утворює фторокомплекси
73	Ta	TaF ₃ , TaF ₅	TaF₃ утворюється внаслідок взаємодії Ta з HF за температури 225 °С. Сірувато-біла речовина, погано розчинна у воді та кислотах. TaF₅ здобувають синтезом із елементів за температури 90–100 °С. Біла, гігроскопічна, легкоплавка, низько кипляча, термічно стійка речовина з температурою плавлення 97 °С. Погано розчиняється в концентрованих нітратній і сульфатній кислотах. Реагує з водою, розкладається розбавленими кислотами і лугами. Утворює фторокомплекси
8	O	O ₄ F ₂ , O ₃ F ₂ , O ₂ F ₂ , OF ₂	O₄F₂ і O₃F₂ одержують синтезом із елементів під дією високовольтного електричного розряду. Стійкі за дуже низьких температур. O₂F₂ отримують синтезом із елементів під дією тліючого електричного розряду. Темно-червона рідина, коричнюва газувата речовина. Термічно нестійкий, розкладається на елементи за температури кипіння (–57 °С). Реагує з водою, лугами. Сильний окиснювач. OF₂ утворюється за умов взаємодії F ₂ з лугами. Світло-жовта (майже безбарвна) газувата речовина, стійка на світлі, розкладається під час нагрівання. Погано розчиняється у холодній воді, повільно реагує з нею. Сильний окиснювач, реагує з лугами, амоніаком, гідразиним

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
16	S	S ₂ F ₂ , SF ₂ , SF ₄ , S ₂ F ₁₀ , SF ₆	<p>S₂F₂ – безбарвна газувата речовина. Існує у вигляді симетричного ізомеру будови (–SF)₂ (нестійка форма) і симетричного будови S(S)F₂ (стійка форма). Вище за 15 °С нестійка форма переходить у стійку. Нестійку форму здобувають відповідно до реакції $3S_{(рідк.)} + AgF = Ag_2S + (-SF)_2$, а стійку – $3S + NF_3 = S(N)F + S(S)F_2$. Під дією нагрівання вище 130 °С розкладається. Реагує з водою, кислотами-окиснювачами, лугами, діоксигеном.</p> <p>SF₂ у чистому вигляді не здобута, утворюється як домішка в процесі синтезу SF₄ і SF₆.</p> <p>SF₄ утворюється внаслідок реакції $S + Cl_2 + 4NaF = SF_4 + 4NaCl$ (250 °С) або $S + 4CoF_3 = 4CoF_2 + SF_4$, а також $2S_2F_2 = SF_4 + 3S$ і $3SCl_2 + 4NaF = SF_4 + S_2Cl_2 + 4NaCl$ (70 °С в ацетонітрилі). Безбарвна газувата речовина, термічно стійка. Реагує з H₂O, HNO₃, лугами</p> <p>S₂F₁₀ утворюється як домішка до SF₆ у процесі безпосередньої взаємодії елементів, а також по реакції $2S(Cl)F_5 + H_2 = S_2F_{10} + 2HCl$. Безбарвна рідина, кипить без розкладання, а вище 70 °С мономеризується $S_2F_{10(г)} = 2(SF_5)_{(г)}$ (радикал). Хімічно пасивна за кімнатної температури; не реагує з холодною водою, кислотами, розведеними лугами. Розкладається киплячою водою і концентрованими лугами, реагує з Хлором.</p> <p>SF₆ утворюється за безпосередньої взаємодії Флуору з сіркою, а також $SO_2 + 3F_2 = SF_6 + O_2$. За температури вищій за 800 °С, розкладається. Безбарвна газувата речовина – одна із найменш розчинних у воді (поряд з He і Ne). Хімічно пасивна; не реагує з рідкою водою, кислотами, лугами, NH₃ · H₂O, O₂, H₂. Окиснює HI, H₂S і активні метали, але тільки за температури 200–400 °С.</p>

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
34	Se	SeF ₄ , SeF ₆	Отримують із хлоридів селену обмінними реакціями. Сполуки розкладаються водою
52	Te	TeF ₄ , Te ₂ F ₁₀ , TeF ₆	<p>TeF₄ одержують синтезом із елементів. Гігроскопічна, безбарвна речовина з температурою плавлення 129,6 °С. Гідролізується водою, реагує із склом. За температури 200 °С розкладається.</p> <p>Te₂F₁₀ утворюється внаслідок реакції $\text{Te} + \text{TeO}_2 + \text{F}_2 \rightarrow$ за температури 50 °С. Стійка, летка, безбарвна рідина. Не взаємодіє з водою, кислотами і розбавленими лугами. Руйнує скло.</p> <p>TeF₆ здобувають синтезом із елементів за температури 150 °С. Безбарвна, дуже отруйна газувата речовина. Зазнає гідролізу у воді</p>
24	Cr	CrF ₂ , CrF ₃ , CrF ₄ , CrF ₅ , CrF ₆	<p>CrF₂ утворюється внаслідок взаємодії металу з HF. Зелена, нелетка речовина з температурою плавлення 1 102 °С. Нестійка у вологому повітрі, розчинна в HCl, обмежно – у воді.</p> <p>CrF₃ – продукт взаємодії Cr₂O₃ з HF. Температура плавлення 1 100 °С. Розчиняється в HF і малорозчинний у воді.</p> <p>CrF₄ одержують синтезом із елементів (350–500 °С) або внаслідок реакції $2\text{CrCl}_3 + 4\text{F}_2 = 2\text{CrF}_4 + 3\text{Cl}_2$ (350–500 °С). Коричнева, аморфна або темно-зелена кристалічна, а в газуватому стані – синя речовина з температурою плавлення 200 °С. Легкоплавка і низько кипляча. Реагує з киплячою водою, лугами, SiO₂. Утворює фторокомплекси.</p> <p>CrF₅ здобувають синтезом із елементів під час нагрівання до 400 °С і високому тиску, а також за реакцією $2\text{CrO}_3 + 5\text{F}_2 = 2\text{CrF}_5 + 3\text{O}_2$. Температура плавлення 30 °С. Червона, дуже гігроскопічна, низько плавка, летка речовина. Розкладається водою, лугами. Сильний окисник; реагує з концентрованою HCl і SO₃. Утворює фторокомплекси.</p> <p>CrF₆ одержують, як і CrF₅, із елементів</p>

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
42	Mo	MoF ₃ , MoF ₄ , Mo ₂ F ₉ , MoF ₅ , MoF ₆	<p>MoF₃ утворюється за реакцією $\text{MoBr}_3 + \text{HF} \rightarrow$ за температури 600 °С. Тверда речовина рожевого кольору, стійка у звичайних умовах на повітрі.</p> <p>MoF₄ і Mo₂F₉ мало досліджені.</p> <p>MoF₅ одержують взаємодією Mo(CO)_6 з F₂ за температури –75 °С. Маслиново-зелена речовина з температурою плавлення 77 °С.</p> <p>MoF₆ здобувають синтезом із елементів за температури 50 °С, а також $\text{Mo(CO)}_6 + 9\text{F}_2 = \text{MoF}_6 + 6\text{COF}_2$. Безбарвна рідина. Легкоплавка (18 °С), низько кипляча (34 °С), чутлива до вологи повітря. Добре розчиняється у рідкому HF. Достатньо реакційно здатна; реагує з водою, лугами, H₂, Si. Утворює фторокомплекси</p>
74	W	WF ₄ , WF ₆	<p>WF₄ утворюється внаслідок відновлення WF₆ бенzenом. Гігроскопічна, коричнева речовина, яка гідролізує у лужних і окиснюється у кислих розчинах.</p> <p>WF₆ здобувають синтезом із елементів за звичайної температури. Безбарвна, газувата речовина, що димить на повітрі. Гідролізується водою, розчиняється в лугах і багатьох органічних розчинниках. Надзвичайно реакційно здатна</p>
17 35 53	Cl Br I	HalF, HalF ₃ , HalF ₅ , IF ₇	<p>Одержують синтезом із елементів у різних умовах. Сполуки Флуору з Бромом, а також IF₅ – рідини, інші – газуваті речовини. Найбільш стійки HalF₅, найменш – сполуки Йоду з Флуором. Надзвичайно реакційно здібні, реагують з аварцем, із усіма металами і з такими оксидами, як MgO, CaO, Al₂O₃</p>

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
25	Mn	Mn ₂ F ₂ , MnF ₂ , MnF ₃ , MnF ₄	<p>Mn₂F₂ утворюється внаслідок термічного розкладання MnF₄ (500 °C). Малодосліджений.</p> <p>MnF₂ здобувають взаємодією Mn з HF. Т пл.= 930 °C. Погано розчиняється у воді, розчиняється у гарячих сильних кислотах.</p> <p>MnF₃ одержують синтезом із елементів. Температура плавлення 1 077 °C. Розчиняється у воді і HF.</p> <p>MnF₄ у твердому стані не виділений. Утворюється у водному розчині внаслідок взаємодії MnO₂ з HF</p>
43	Tc	TcF ₅ , TcF ₆	<p>TcF₅ і TcF₆ отримують синтезом із елементів відповідно за температур 200 і 400 °C. TcF₅ мало досліджений.</p> <p>TcF₆ – яскраво-жовта тверда речовина, жовта рідина за температури вищій, аніж 38 °C. Достатньо чутлива до вологи повітря. Реакційноздатна; реагує з водою, лугами</p>
75	Re	ReF ₄ , ReF ₅ , ReF ₆ , ReF ₇	<p>ReF₄ утворюється внаслідок відновлення ReF₆ дигідрогеном. Летка речовина синього кольору з температурою плавлення 124,5 °C. Гідролізується водою, утворює подвійні солі. Руйнує скло.</p> <p>ReF₅ жовтувато-зелена речовина з температурою плавлення 48 °C. Унаслідок нагрівання диспропорціонує на ReF₆ і ReF₄.</p> <p>ReF₆ отримують синтезом із елементів за температури 125 °C і високим тиском.</p> <p>Жовта, тверда речовина з температурою плавлення 19 °C, темно-жовта рідина (19–34 °C), газувата речовина (вище 34 °C). Чутлива до вологи повітря. Реакційноздібна; реагує з водою, кислотами окисниками, лугами, SiO₂, відновлюється H₂, окиснюється O₂. Утворює фторокомплекси</p>

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
			ReF₇ одержують синтезом із елементів (650 °C). Жовта, летка, легкоплавка, низько кипляча, термічно стійка речовина. Реакційноздатна; гідролізується водою, реагує з лугами, SiO ₂ . Відновлюється дигідрогеном. Утворює фторо-комплекси
36 54	Kr Xe	KrF ₂ , KrF ₄ , XeF ₂ , XeF ₄ , XeF ₆ , XeF ₈	Отримують синтезом із елементів внаслідок нагрівання, дії електричного розряду або ультрафіолетового випромінювання. XeF ₈ – газувата речовина, інші – безбарвні, кристалічні речовини, які легко зазнають сублімації. Нестійкі, легко розкладаються водою. Розчиняються в HF. Реагують з лугами, фторидами металів і неметалів. Сильні окисники
26 27 28	Fe Co Ni	FeF ₂ , Fe ₂ F ₆ , CoF ₂ , CoF ₃ , NiF ₂	FeF ₂ і Fe₂F₆ одержують синтезом з елементів. Малодосліджені. CoF₂ здобувають синтезом із елементів, взаємодією HF з CoO, термічним розкладанням CoF ₃ (350 °C). Рожево-червона рідина, яка плавиться і кипить без розкладання. Погано розчиняється у воді. Розкладається киплячою водою, концентрованими кислотами, лугами і NH ₃ · H ₂ O. Плавиться за температури 1 127 °C. Утворює фторокомплекси. CoF₃ – світло-коричнева, термічно нестійка речовина, що темніє на вологому повітрі. Отримують дією F ₂ на CoO(OH), або CoF ₂ . Розкладається водою, кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O. Дуже сильний окисник, окиснює і фторує багато неметалів

Продовження таблиці 7.1

1	2	3	4
			NiF₂ синтезують із елементів (700 °C) або обробкою NiCl ₂ Флуором (150 °C). Жовтувато-зелена, термічно стійка, летка за умов прожарювання речовина. Погано розчинна у воді, розчинність залежить від температури. Не реагує з кислотами навіть внаслідок нагрівання. Розкладається лугами, NH ₃ ·H ₂ O, відновлюється H ₂ (600 °C). Утворює фторокомплекси
44 45	Ru Rh	MeF ₃ , MeF ₄ , MeF ₅ , MeF ₆	<p>MeF₃ здобувають синтезом із елементів за температури 600 °C. Речовини з температурою плавлення близько 1 000 °C. Погано розчинні у воді, кислотах, лугах.</p> <p>MeF₄ отримують синтезом із елементів. Тверді речовини, які зазнають гідролізу у воді.</p> <p>MeF₅ одержують синтезом із елементів за температури 400 °C. Рутеній пентафторид існує у вигляді полімеру (RuF₅)_n. Достатньо реакційно здібні, леткі, тверді речовини. Зазнають гідролізу у воді. Є сильними окисниками.</p> <p>MeF₆ утворюються синтезом із елементів. Леткі, мало стійкі за кімнатної температури, тверді речовини, які гідролізуються водою.</p>
46	Pd	PdF ₂ PdF ₃ PdF ₄	<p>PdF₂ здобувають синтезом із елементів. Температура плавлення 727 °C. Погано розчиняється у воді і добре в HF.</p> <p>PdF₃ одержують синтезом із елементів за температури 200 °C. Гігроскопічна, чорна речовина, яка розкладається у вакуумі за температури 227 °C. Розчиняється в HF. Сильний окисник – взаємодія з H₂O з виділенням O₂.</p> <p>PdF₄ утворюється внаслідок реакції PdBr₂ + BrF₃ + F₂ за температури 150 °C і високому тиску. Тверда речовина, яка енергійно взаємодіє з H₂O.</p>

Закінчення таблиці 7.1

1	2	3	4
76	Os	OsF ₄ , OsF ₅ , OsF ₆ , OsF ₈	<p>OsF₄ отримують синтезом із елементів за температури 280 °С. Коричневий порошок, що розкладається водою.</p> <p>OsF₅ утворюється внаслідок оброблення OsF₆ ультрафіолетовим випромінюванням. Малостійка, летка речовина з Тпл.= 70 °С. Окисник. Достатньо реакційно здібний. Гідролізується водою.</p> <p>OsF₆ здобувають синтезом із елементів за температури 300 °С. Жовта, нестійка речовина з Тпл.= 34,5 °С. Гідролізується водою. Руйнує скло</p>
77	Ir	IrF ₃ , IrF ₅	<p>IrF₃ здобувають синтезом із елементів. Тверда речовина, чорного кольору, нерозчинна у воді, кислотах, лугах.</p> <p>IrF₅ одержують синтезом із елементів за температури 360 °С. Малостійка, летка, жовта речовина з Тпл.= 104 °С. Достатньо реакційноздатна, зазнає гідролізу у воді</p>
78	Pt	PtF ₄ , PtF ₅ , PtF ₆	<p>PtF₄ отримують синтезом із елементів, а також за реакціями $\text{Pt} + \text{XeF}_4 \rightarrow \text{PtF}_4 + \text{Xe}$, $\text{PtF}_6 \rightarrow \text{PtF}_4 + \text{F}_2$. Тпл.= 627 °С. Коричнева, летка за умов нагрівання речовина. Розкладається водою, реагує з HF_(конц.), лугами. Окиснюється ХеF₂. Вступає в реакцію комплексоутворення.</p> <p>PtF₅ здобувають за реакцією $2\text{PtCl}_2 + 5\text{F}_2 = 2\text{PtF}_5 + 2\text{Cl}_2$ за температури 350 °С. Темно-червона, летка, термічно нестійка речовина з Тпл.= 80 °С. Розкладається водою, кислотами, лугами. Достатньо реакційноздатна, сильний окисник. Утворює фторокомплекси.</p> <p>PtF₆ одержують синтезом із елементів, а також $2\text{PtF}_5 \xrightarrow{T} \text{PtF}_6 + \text{PtF}_4$. Летка, термічно малостійка речовина темно-червоного кольору з температурою плавлення 62,3 °С. Реагує з водою і лугами. Руйнує скло. Сильний окисник і фторувальний агент. Чутливий до світла</p>

Таблиця 7.2 – Взаємодія елементів з Хлором

Атом- ний номер	Еле- мент	Формула сполуки	Характеристика взаємодії елементів з галогенами і утворені сполуки
1	2	3	4
1	H	HCl	Взаємодія Хлору з дигідрогеном перебігає за звичайних умов повільно, вона прискорюється внаслідок нагрівання, у разі опромінювання відбувається з вибухом. HCl – безбарвний газ, що димить на повітрі, у воді – сильна кислота. 35–36 %-ний розчин називають соляною кислотою, 20–24 % і 7–10 %-ний – концентрованою та розбавленою хлоридною кислотою. Реагує з HNO ₃ («царська водка»); нейтралізується лугами. Відновник та окисник. На елементи розкладається за температури, вищій за 1500 °C
3 11 19 37 35	Li Na R Rb Cs	MeCl	Здобувають синтезом з елементів. SiCl і NaCl за температури 200 °C, KCl, RbCl, CsCl за кімнатної температури, а також дією HCl на оксиди, гідриди, гідроксиди і карбонати лужних металів або реакціями обміну. NaCl, KCl, CsCl зустрічаються у природі, тому їх добувають шляхом випаровування солянокислих розчинів MeOH або Me ₂ CO ₃ . Температури плавлення 610-801 °C, добре розчинні у воді та мінеральних кислотах, LiCl і CsCl в спиртах. LiCl – гігроскопічний. За температури 1000 °C достатньо леткі
29	Cu	CuCl, CuCl ₂	CuCl утворюється внаслідок дії HCl на Cu (500–600 °C) або його розчину на Cu ₂ O, а також за умови термічного розкладання CuCl ₂ (вище 993 °C). Біла, але під час нагрівання стає синьою, плавиться при 430 °C і кипить без розкладання.

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			Окиснюється та розкладається під час опромінення і у вологій атмосфері. Реагує з концентрованими кислотами. Розчиняється в HCl (конц., гар.), NH ₃ H ₂ O, Na ₂ S ₂ O ₃ , KCN, NaCl (конц.). CuCl₂ синтезують із елементів за кімнатної температури або дією розчину HCl на оксид та гідроксид Купруму (11). Жовто-бура речовина, яка розкладається за умови нагрівання у вакуумі (344 °C) або на повітрі (993 °C). Розчиняється у воді, HCl (конц.), NH ₃ H ₂ O, лугах, багатьох органічних розчинниках (метанолі, етанолі, етері). Слабкий окисник (завдяки Cu ²⁺). Вступає в реакції комплексоутворення
47	Ag	AgCl	Зустрічається у природі – мінерал хлорангідрит. Отримують синтезом з елементів (450 °C) або реакціями обміну. Біла пластична речовина, розкладається за умови опромінення, температура плавлення 455 °C, не розчинна у воді. Кристалогідратів не утворює. Не розкладається сильними кислотами. Реагує з концентрованими лугами, NH ₃ H ₂ O. Переходить у розчин шляхом комплексоутворення
79	Au	Au ₂ Cl ₂ . Au ₂ Cl ₄ . Au ₂ Cl ₆	Au₂Cl₂ або AuCl синтезують з елементів за температури 250 °C або термічному розкладанні Au ₂ Cl ₆ або AuCl ₃ за температури 185 °C. Світло-жовта, термічно нестійка порошкоподібна речовина, яка розкладається на елементи вище 289 °C. Не розчиняється у холодній воді, реагує з кислотами, лугами, NH ₃ H ₂ O. Вступає в реакції комплексоутворення. Au ₂ Cl ₄ або AuCl ₂ є продуктом насичення порошка металу газуватим Хлором

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			Au₂Cl₆ одержують синтезом із елементів або розчиненням металу у «царській водці». Гігроскопічна, темно-червона речовина. Розкладається у вакуумі за температури 175 °С на Au ₂ Cl ₂ і Cl ₂ . У разі оброблення водою переходить у розчин із зміною складу. Реагує з кислотами, лугами. Окисник
4	Be	BeCl ₂	Здобувають синтезом із елементів за реакцією: BeO + Cl ₂ + C = BeCl ₂ + CO (900 °С). Біла, із зеленим відтінком, легкоплавка, низькокипляча речовина з температурою плавлення 415 °С. Добре розчиняється у воді (гідроліз за катіоном). У гарячій воді утворює осад основної солі. Розчиняється також у спирті, етері. Електролізом розплаву відновлюється електролітично
12 20 38 56	Mg Ca Sr Ba	MeCl ₂ MeCl ₂ MeCl ₂ MeCl ₂	MgCl₂ і CaCl₂ зустрічаються у природі (бішофіт MgCl ₂ · 6H ₂ O і антарктицит CaCl ₂ · 6H ₂ O). Здобувають синтезом із елементів або взаємодією розчинів солей з HCl. Білі, гігроскопічні речовини з температурами плавлення 714–961 °С. Добре розчинні в воді, спиртах. BaCl ₂ , SrCl ₂ , CaCl ₂ розкладаються H ₂ SO ₄ (конц.). Вступають у реакції обміну
30 48	Zn Cd	MeCl ₂ MeCl ₂	Здобувають синтезом з елементів або дією розчину HCl на оксиди та гідроксиди відповідних елементів. Речовини, які розпливаються на повітрі з температурою плавлення 293 і 568,5 °С. Добре розчиняються у воді (гідроліз за катіоном) і оксигенвмісних органічних розчинниках. Реагує з лугами, NH ₃ · H ₂ O. Вступають у реакції комплексоутворення

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
80	Hg	$(\text{Hg}_2\text{Cl}_2)_n$ HgCl_2	<p>$(\text{HgCl}_2)_4$ або Hg_2Cl_2 зустрічається в природі (каломель). Здобувають дією Hg на HgCl_2 (300 °C) або $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl}(\text{роз.}) = \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{HNO}_3$. Біла летка речовина з температурою плавлення 543 °C. Не розчиняється у воді. Не реагує з лугами. Окиснюється H_2SO_4 (конц.) й HNO_3. Реагує з $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.</p> <p>$\text{HgCl}_2$ (сулема) одержують з елементів (300 °C), взаємодією $\text{HgO} + 2\text{HCl}(\text{розб.}) = \text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ або термічним розкладанням $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 = \text{HgCl}_2 + \text{Cl}_2$ (400 °C). Біла, низькоплавка, температура плавлення 280 °C, летка, низькоплавка (301,8 °C) речовина. Помірно розчинна у воді. Реагує з HCl (конц.), лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Слабкий окисник. Схильна до утворення комплексних солей</p>
8	B	$(\text{BCl})_x$, BCl_3 , B_2Cl_4	<p>$(\text{BCl})_x$ існує в газуватому стані за високих температур.</p> <p>BCl_3 отримують синтезом із елементів (400 °C), або за реакцією $\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{Cl}_2 + 3\text{C}(\text{кокс}) = 2\text{BCl}_3 + 3\text{CO}(1000\text{ °C})$. Безбарвна газувата речовина з температурою плавлення -107 °C. Димить у вологому повітрі внаслідок гідролізу. Реакційно-здатна, реагує з лугами, H_2, F_2. Легко перетворюється в інші сполуки Бору.</p> <p>B_2Cl_4 утворюється під дією слабкого електричного розряду на пару BCl_3. Безбарвна рідина, яка за звичайних умов розкладається на B_4Cl_4 і B_8Cl_8. Розчиняється у воді, розкладається лугами</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
13	Al	AlCl ₃	Здобувають синтезом із елементів, а також дією HCl (розб.) на метал або на Al(OH) ₃ . Біла, легкоплавка, сильно летка речовина з температурою плавлення 192,6 °С. Гідролізує («димить») у вологому повітрі. Кристалогідрат AlCl ₃ ·6H ₂ O добре розчиняється у холодній воді (гідроліз за катіоном). Погано розчиняється в HCl (конц.). У гарячій воді розкладається. Реагує з лугами, NH ₃ · H ₂ O. Вступає в реакції обміну.
31 49 81	Ga In Tl	GaCl ₂ , GaCl ₃ , InCl ₂ , InCl ₃ , TlCl, TlCl ₂ , TlCl ₃	MeCl здобувають синтезом із елементів або взаємодією солей із HCl. Температура плавлення 225 і 430 °С відповідно. InCl гігроскопічний. Розчиняється в мінеральних кислотах, погано у воді. Легко відновлюються до металів. MeCl₂ отримують синтезом із елементів. Безбарвні речовини з температурами плавлення близько 200 °С, які розливають на повітрі. TlCl ₂ нестійкий. Розкладається водою. MeCl₃ (сполуки Ga і In димери) одержують синтезом з елементів, дією HCl (розб.) на відповідні елементи, їх оксиди, або гідроксиди, окрім TlCl ₃ , який здобувають окисненням TlCl Хлором. Гігроскопічні, безбарвні речовини з низькою температурою плавлення. Піддаються гідролізу водою, розчиняються у неполярних розчинниках. Реагують з гарячою H ₂ O, лугами, NH ₃ · H ₂ O (GaCl ₃ і InCl ₃), з HCl (GaCl ₃ і TlCl ₃). Утворюють комплексні сполуки

--	--	--	--

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
21	Sc	MeCl ₃	<p>MeCl₂ утворюється внаслідок відновлення MeCl₃ дигідрогеном (Sn, Eu, Yb) або внаслідок взаємодії MeCl₃ з Me(Nd, Dy). Температура плавлення 702–859 °С. Розчинні у воді, SO₂, HCN. З амоніаком утворюють аміакати.</p> <p>MeCl₃ одержують синтезом з елементів або взаємодією відповідних оксидів з HCl (розб.). Гігроскопічні сполуки з температурою плавлення 626–967 °С. Добре розчинні у воді, етанолі, піридині. Взаємодіють з лугами, NH₃ · H₂O</p>
29	Y	MeCl ₃	
57	La	MeCl ₃	
58	Ce	MeCl ₃	
59	Pr	MeCl ₃	
60	Nd	NdCl ₂ ,	
61	Pm	NdCl ₃	
62	Sm	PmCl ₃	
63	Eu	MeCl ₂ ,	
64	Cd	MeCl ₃	
65	Tb	MeCl ₂ ,	
66	Dy	MeCl ₃	
67	Ho	MeCl ₃	
68	Er	MeCl ₃	
69	Tm	DyCl ₂	
70	Yb	DyCl ₃	
71	Lu	MeCl ₃	
89	Ac	AcCl ₃	<p>MeCl₃ отримують взаємодією Me або оксидів з HCl_(розб.). Температура плавлення 500–835 °С. Дуже гігроскопічні, розчиняються у воді. Утворюють комплексні сполуки.</p> <p>MeCl₄ здобувають дією на метал або їх гідроксиди. Гігроскопічні, леткі, тверді речовини. Зазнають гідролізу у воді, розчиняються у спирті, ацетоні. Утворюють оксисолі й численні комплекси</p>
90	Th	ThCl ₃	
91	Pa	PaCl ₄ ,	
92	U	PaCl ₅	
		UCl ₃ ,	
		UCl ₄ ,	
93	Np	UCl ₅ ,	
94	Pu	UCl ₆	

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
95 96 97 98	Am Cm Bk Cf	MeCl ₃ , MeCl ₄ MeCl ₃	MeCl₅ утворюються за реакцією: оксид + С + + Cl ₂ + CCl ₄ . Гігроскопічні, тверді речовини. UCl₅ – малостійкий. Легко відновлюється дигідроге- ном. Утворюють комплекси й оксихлориди. UCl₆ одержують синтезом з елементів або дис- пропорціюванням UCl ₅ за температури 150 °С. Гігроскопічна, летка речовина зеленого кольору з температурою плавлення 177,5 °С. Піддається гідролізу у воді. Розчиняється у CCl ₄ , хлорофор- мі. Утворює комплекси й оксихлориди.
6	С	CCl ₄	Утворюється за умов хлорування вуглеводнів, а також унаслідок взаємодії CS ₂ + 3Cl ₂ → CCl ₄ + + S ₂ Cl ₂ або CaC ₂ + Cl ₂ → CaCl ₂ + CCl ₄ (300 °С). Безбарвна, важка, низько кипляча (T _{пл} = 76,75 °С), негорюча рідина. Практично не змішується з водою. За звичайної температури хімічно інертна, розкладається лише лугами. Піддається гідролізу у воді (каталізатор Fe). Добре розчиняє органічні сполуки
14	Si	(SiCl) _x Si ₁₀ Cl ₁₈ Si _n Cl _{2n+2} Si ₂ Cl ₆ SiCl ₄	(SiCl)_x утворюється унаслідок нагрівання Si ₁₀ Cl ₂₀ H ₂ . Тверда жовта речовина, яка займаєть- ся на повітрі за температури 98 °С. Стійка у вакуумі до 500 °С. Сильний відновник – розчи- няється у КОН із бурхливим виділенням H ₂ . Si₁₀Cl₁₈ і Si_nCl_{2n+2} (n = 3, 4, 10, 25) утворюються внаслідок нагрівання Si ₁₀ Cl ₂₀ H ₂ . Смолоподібні, в'язкі речовини, які добре розчиняються у бен- зені. Енергійно гідролізуються у воді. На повітрі легко окиснюються.

--	--	--	--

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>Si₂Cl₆ здобувають взаємодією SiCl₄ з Si. Безбарвна речовина, яка розкладається за температури 500 °С на SiCl₄ і Si. Дуже чутлива до води.</p> <p>SiCl₄ синтезують із елементів (340–420 °С, у атмосфері Ar) або за реакцією: $\text{SiO}_2 + \text{C}_{(\text{кокс})} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4 + 2\text{CO}$ (1000 °С). Безбарвна, рухлива рідина, що димить на повітрі внаслідок гідролізу, легко кипляча, термічно стійка, летка. Зазнає повного гідролізу у воді. Розкладається лугами, взаємодіє з H₂, типовими металами, оксидами металів і неметалів, амоніаком і оксигенвмісними органічними сполуками</p>
32	Ge	GeCl ₂ GeCl ₄	<p>GeCl₂ утворюється внаслідок відновлення GeCl₄ металічним Ge за температури 350 °С або взаємодії $\text{GeS} + 2\text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow \text{GeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$. Температура плавлення 74,6 °С. За температури 460 °С розкладається на GeCl₄ і Ge. Розчиняється в HCl_(конц.), піддається гідролізу у воді. Легко переходить у жовтий полімер (GeCl₂)_n, нелеткий. Реагує з кислотами, лугами. Окиснюється O₂.</p> <p>GeCl₄ здобувають дією «царської водки» на Ge, синтезом з елементів (350 °С), взаємодією $\text{GeO}_2 + 4\text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow \text{GeCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (450–500 °С). Безбарвна рідина, кипить без розкладання. Нестійка у вологому повітрі («димить»). Гідролізується водою. Реагує з концентрованою хлоридною кислотою (за перемішування), лугами. Вступає в реакції обміну і комплексоутворення</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
50 82	Sn Pb	PbCl MeCl ₂ MeCl ₄	<p>PbCl утворюється за умов взаємодії Pb₂O з C₂H₅Cl (350 °C). Нестійкий.</p> <p>SnCl₂ одержують дією HCl_(г) на Sn (150–250 °C). Біла речовина, яка плавиться (247 °C) і кипить без розкладання. На відкритому повітрі гідролізується вологою і окиснюється O₂. Добре розчиняється навіть у невеликій кількості води; за умови подальшого розбавлення розчину випадає осад. Кристалогідрат SnCl₂ · 2H₂O називають «олов'яна сіль». Реагує з лугами, NH₃ · H₂O. Сильний відновник, слабкий окисник. Для проведення реакцій у розчині беруть H[SnCl₃] – продукт хімічного розчинення SnCl₂ у HCl_(конц.).</p> <p>PbCl₂ (котуніт). Біла речовина, яка плавиться (501 °C), кипить (950 °C) без розкладання, термічно стійка. Погано розчиняється у воді, ще гірше – у розбавлених HCl і HNO₃. Розкладається водяною парою, концентрованими кислотами, лугами, NH₃ · H₂O. Окиснюється Cl₂, відновлюється H₂. Вступає у реакції обміну і комплексоутворення. Одержують синтезом з елементів, взаємодією PbO, Pb(OH)₂ і PbCO₃ із HCl_(розб.).</p> <p>SnCl₄ – безбарвна, масляниста рідина («олов'яне масло»). Плавиться (–33 °C) і кипить (114,1 °C) без розкладання. Здобувають синтезом із елементів або за умов взаємодії SnCl₂ + Cl₂ → SnCl₄. Нестійка у вологому повітрі («димить»). Розчиняється у неполярних розчинниках; добре розчиняє P, S, I₂, AsI₃, SnI₄. Реагує з водою, лугами, NH₃ · H₂O. Зазвичай для реакцій у розчині беруть H₂[SnCl₆] – продукт хімічного розчинення SnCl₄ у концентрований HCl</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>PbCl₄ – жовта рідина, яка замерзає на холоді. Її застосовують унаслідок взаємодії $\text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow \text{H}_2[\text{PbCl}_6] \rightarrow \text{PbCl}_4 + 2\text{HCl}$ (0 °C у 96 %-ній H_2SO_4). Термічно нестійкий, чутливий до світла. У процесі зберігання поступово розкладається, стійкий під шаром концентрованої H_2SO_4 на холоді. Реагує з водою, $\text{HCl}_{(\text{конц.})}$, лугами. Вступає в реакції комплексоутворення</p>
22 40 72	Ti Zr Hf	MeCl ₂ , MeCl ₃ MeCl ₄ HfCl ₄	<p>MeCl₂ здобувають відновленням MeCl₄ або термічним розкладанням MeCl₃. Чорні, гігроскопічні сполуки, які розкладаються за температури, вищій за 700 °C, на Me і MeCl₄. Бурхливо реагують з водою з виділенням H₂. Розкладаються в концентрованих мінеральних кислотах.</p> <p>MeCl₃ одержують відновленням MeCl₄. Леткі тверді речовини; за умови нагрівання розкладаються, особливо термічно нестійкий ZrCl₃. Легко окиснюються у вологому повітрі, розкладають воду з виділенням H₂.</p> <p>TiCl₄ отримують синтезом із елементів (вище 300 °C) взаємодією $\text{TiO}_2 + 2\text{C}_{(\text{кокс})} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{TiCl}_4 + 2\text{CO}$ (800 °C) або термічним розкладанням TiCl₃. Безбарвна, низько кипляча рідина. Розкладається у вологому повітрі. Температура плавлення –24 °C. Достатньо реакційно спроможний; реагує з H₂O, лугами, NH₃ · H₂O, типовими відновниками. Вступає в реакції обміну і комплексоутворення.</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>ZrCl₄ утворюється за умови синтезу з елементів (400 °C) або взаємодією $\text{ZrO}_2 + \text{C}_{(\text{графіт})} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZrCl}_4 + \text{CO}_2$ (700 °C). Біла, летка речовина, яка плавиться (438 °C) під надлишковим тиском. Розкладається водою, кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Реагує з O_2. Відновлюється типовими металами, Zr. Вступає в реакції комплексоутворення.</p> <p>HfCl₄– біла, достатньо летка сполука, яка плавиться під надлишковим тиском (435 °C). Одержують синтезом з елементів (400 °C) або взаємодією $\text{HfO}_2 + \text{C}_{(\text{графіт})} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HfCl}_4 + \text{CO}_2$ (500 °C). Чутливий до вологи повітря («димить»). Розкладається водою, кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Реагує з O_2. Відновлюється типовими металами (Na, Mg), Hf. Утворює хлорокомплекси</p>
7	N	<p>ClN_3, NCl_3</p>	<p>ClN₃ азид хлору (похідне азотистоводневої кислоти) – безбарвна, сильно вибухова газувата сполука, яка утворюється внаслідок взаємодії Натрій азиду з Натрій гіпохлоритом.</p> <p>NCl₃ одержують або дією Натрій гіпохлориту на водні розчини амоніаку, або солей амонію, а також електролізом насиченого розчину NH_4Cl під шаром скипидару. NCl_3 – масляниста рідина з різким запахом; сильно вибухає внаслідок стикування з речовинами, здатними вступати в реакції хлорування</p>
15	P	<p>P_2Cl_4 PCl_3 PCl_5</p>	<p>P₂Cl₄ утворюється за умови дії слабого електричного розряду на суміш PCl_5 і H_2.</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>PCl₃ одержують дією Cl₂ на Р₄ за кімнатної температури у рідкому CS₂ або на Р_{черв} за температури 50–60 °С, а також внаслідок взаємодії $P_4 + 6HCl \rightarrow 2PCl_3 + 2PH_3$ (300 °С). Безбарвна рідина ($T_{пл} = -90,3$ °С), низько кипляча ($T_{кип} = 75,3$ °С), летка, нестійка у вологому повітрі («димить»). Добре розчиняє білий фосфор. Гідролізує у воді, реагує з лугами. Окиснюється O₂, S, галогенами. Відновлюється H₂.</p> <p>PCl₅ здобувають синтезом з елементів за умови дії Cl₂ на киплячий у розчині CS₂ PCl₃ або внаслідок згорання Р_{черв} в атмосфері Cl₂ за температури 90 °С. Біла (з жовто-зеленим відтінком через часткове розкладання), гігроскопічна, летка, термічно нестійка речовина ($T_{пл} = 166,8$ °С). У твердому стані має склад P₂Cl₁₀. Достатньо реакційно здатний; піддається гідролізу у воді, реагує з лугами, галогенідами металів, фосфором, металами, NH₃</p>
33	As	AsCl ₃	<p>Утворюється внаслідок згорання As у сухому Хлорі, а також шляхом пропускання сухого HCl над As₂O₃ за температури 180 °С. Безбарвна, легко летка, важка рідина ($T_{пл} = -16,2$°С, $T_{кип} = 131,4$ °С). Легко гідролізує у вологому повітрі («димить»). У разі змішування з невеликою кількістю води (18 моль H₂O + 1 моль AsCl₃) утворюється прозорий розчин, подальше розбавлення розчину водою спричиняє гідроліз з утворенням осаду As₂O₃ і HCl. Окиснюється HNO_{3(конц)}. Розкладається лугами. Виявляє властивості донора і акцептора Хлорид-йону; розчиняє йодиди лужних металів, S, Р</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
51	Sb	SbCl ₃ SbCl ₅	<p>SbCl₃ здобувають синтезом з елементів або взаємодією Sb₂O₃ з HCl, а також взаємодією Sb₂O₃ із Cl₂ (1 000 °C). Біла низько плавка речовина ($T_{\text{пл}} = 72,3\text{ °C}$) (у рідкому стані – «сурьмяне масло»), летка, чутлива до вологи повітря («димить»). Добре розчиняється у невеликій кількості води (прозорий розчин), за подальшого розбавлення – гідролізує з утворенням осаду Sb(Cl)O. Реагує з кислотами, лугами, NH₃ · H₂O. Окиснюється Cl₂, відновлюється H₂, Fe. Утворює хлорокомплекси.</p> <p>SbCl₅ утворюється за умови взаємодії SbCl₃ + Cl₂ → SbCl₅ (74–80 °C). Безбарвна летка рідина ($T_{\text{пл}} = 2,8\text{ °C}$, $T_{\text{кип}} = 140\text{ °C}$ (розкл.)). Чутлива до вологи повітря («димить»). У вакуумі перегоняється без розкладання. Гідролізує у воді. Реагує з HCl_(конц), лугами. Вступає в реакції комплексоутворення</p>
83	Bi	BiCl BiCl ₂ BiCl ₃	<p>BiCl утворюється розкладанням BiCl₃ за температури 1 000 °C. Тверда речовина з температурою плавлення 300 °C.</p> <p>BiCl₂ утворюється також внаслідок розкладання BiCl₃. Чорна речовина з $T_{\text{пл}} = 163\text{ °C}$, яка розкладається на BiCl₃ і Bi за температури 300 °C. Розкладається водою у присутності повітря. Відновник.</p> <p>BiCl₃ здобувають синтезом з елементів (200 °C), розчиненням Bi у «царської водці» або дією гарячої концентрованої HCl на оксид чи гідроксид Бісмуту (III). Біла, летка за умови помірного нагрівання, термічно стійка з $T_{\text{пл}} = 232\text{ °C}$. Гідролізує у воді з утворенням осаду BiCl(OH)₂, розчиняється у багатьох органічних розчинниках, рідкому NH₃. Реагує з концентрованими кислотами, лугами. Утворює хлорокомплекси</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
23	V	VCl_2 VCl_3 VCl_4	<p>VCl_2 утворюється за умов відновлення або термічного розкладання вищих хлоридів. Розпливається на повітрі. Світло-зелена (крупні кристали – чорні) термічно стійка речовина з $T_{\text{пл}} = 1350^\circ\text{C}$. Добре розчиняється у льодяній воді, спирті, ефірі, розкладається у кислому середовищі. Реагує з лугами. Достатньо сильний відновник.</p> <p>VCl_3 утворюється за умови термічного розкладання ($153\text{--}170^\circ\text{C}$) VCl_4, або відновленні останнього металічним V ($320\text{--}400^\circ\text{C}$). Фіолетова нелетка речовина. Погано розчиняється у воді, краще – у підкисленому розчині. Реагує з водою, кислотами-окисниками, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Сильний відновник, слабкий окисник. Утворює хлорокомплекси.</p> <p>VCl_4 одержують синтезом із елементів ($200\text{--}350^\circ\text{C}$), дією на металічний ванадій «царської водки», а також термічним розкладанням VCl_3. Темно-червона рідина, в'язка, важка, летка з $T_{\text{пл}} = 20,5^\circ\text{C}$. Розкладається за умови нагрівання, опромінення, у вологому повітрі («димить»). За звичайних умов здобутий твердий коричневий V_2Cl_8. Не змішується з льодяною водою. Реагує з гарячою водою, концентрованими кислотами, лугами, HF. Відновлюється H_2. Розчиняється у багатьох органічних розчинниках. Утворює хлорокомплекси</p>
41 73	Nb Ta	TaCl_2 $\text{Ta}_6\text{Cl}_{15}$ $\text{Nb}_6\text{Cl}_{14}$	<p>TaCl_2 утворюється відновленням TaCl_5. Темно-зелена речовина, яка окиснюється теплою водою</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
		<p>MeCl₃ MeCl₄ MeCl₅</p>	<p>Ta₆Cl₁₅ одержують взаємодією TaCl₅ з металічним Ta за температури 500 °С. Чорна речовина, нерозчинна у воді та розбавлених мінеральних кислотах, розкладається лугами</p> <p>Nb₆Cl₁₄ отримують внаслідок розкладання Nb₃Cl₈. Чорний порошок, стійкий на повітрі. Розчиняється у воді та розбавлених мінеральних кислотах.</p> <p>MeCl₃ одержують синтезом з елементів за температури 450 °С. Область гомогенності Ніобій трихлориду Nb₃Cl₈ – NbCl_{3,13}. Стійкі на повітрі чорні речовини. Не взаємодіють з водою, розбавленими мінеральними кислотами. Розкладаються концентрованою HNO₃.</p> <p>MeCl₄ утворюються відновленням MeCl₅ дигідрогеном або алюмінієм. Тверді речовини нестійкі у вологому повітрі. Розчиняються в HCl, розкладаються лугами.</p> <p>NbCl₅ світло-жовтий (майже білий), внаслідок нагрівання стає темно-жовтий. Легкоплавкий ($T_{\text{пл}} = 204,7\text{ °C}$), низько киплячий ($T_{\text{кип}} = 247,4\text{ °C}$), термічно стійкий. Одержують синтезом з елементів (200 °C) або реакцією Nb₂O₅ + 5C_(кокс) + 5Cl₂ → 2NbCl₅ + 5CO (600–900 °C). Чутливий до вологи повітря. Добре розчиняється в HCl_(конц). Гідролізується водою, реагує з лугами, O₂. Відновлюється Na, Nb. Утворює хлорокомплекси</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>TaCl₅ біла, легкоплавка ($T_{\text{пл}} = 216,2\text{ }^{\circ}\text{C}$), низькокипляча ($T_{\text{кип}} = 239\text{ }^{\circ}\text{C}$), термічно стійка. Отримують синтезом із елементів ($200\text{ }^{\circ}\text{C}$), взаємодією Ta₂O₅ з Cl₂ або з HCl за температур вищих за $1\ 000\text{ }^{\circ}\text{C}$. Чутлива до вологи повітря. Добре розчиняється в HCl_(конц). Гідролізується водою, реагує з лугами. Відновлюється типовими металами (Mg, Al), Ta. Утворює хлорокомплекси</p>
8	O	Cl ₂ O ClO ₂ Cl ₂ O ₆ Cl ₂ O ₇	<p>Cl₂O – темно-жовта газувата речовина ($T_{\text{пл}} = -116\text{ }^{\circ}\text{C}$, $T_{\text{кип}} = 2,2\text{ }^{\circ}\text{C}$), червона-бура рідина. Термічно нестійкий, розкладається з вибухом на елементи внаслідок нагрівання або переливання у рідкому стані. Виявляє кислотні властивості, за умов поглинання водою утворює HClO і реагує з лугами. Одержують реакцією $2\text{Cl}_2 + \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2\downarrow + \text{Cl}_2\text{O}$ ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$). Сильний окисник.</p> <p>ClO₂ – червоно-коричнева рідина, жовто-зелена газувата речовина з $T_{\text{пл}} = -59,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ і $T_{\text{кип}} = 11\text{ }^{\circ}\text{C}$. Здобувають взаємодією KClO₃ з H₂SO_{4(конц)}, реакцією Cl₂ з AgClO_{3(насич)} або з NaClO₂ · 2H₂O. Розкладається на елементи із вибухом внаслідок слабого нагрівання або з горючими речовинами. Добре розчиняється у холодній воді, повільно реагує (на світлі). Розчиняється в CCl₄, безводній H₂SO₄ і CH₃COOH. Розкладається гарячою водою, HCl_(конц), лугами. Виявляє окисно-відновні властивості.</p> <p>Cl₂O₆ (ClO₃) отримують взаємодією ClO₂ з O₃. Темно-червона рідина ($T_{\text{пл}} = 3,5\text{ }^{\circ}\text{C}$), важка, летка, масляниста, яка «димить» на повітрі. Взаємодія з водою і органічними речовинами супроводжується вибухом. Розкладається водою, реагує з лугами, рідкою HF</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>Cl₂O₇ – безбарвна, важка, летка, масляниста рідина з $T_{\text{пл}} = -90\text{ }^{\circ}\text{C}$ і $T_{\text{кип}} = 83\text{ }^{\circ}\text{C}$. Найстійкіший із оксидів Хлору. Необмежено змішується з CCl₄. Виявляє кислотні властивості; реагує з водою (повільно), лугами (швидко). Окисник. Здобувають дією P₄O₁₀ на HClO₄ (безводну) за температури $-25\text{ }^{\circ}\text{C}$ в атмосфері O₃</p>
16	S	SCl ₂ S ₂ Cl ₂ SCl ₄ S _n Cl ₂	<p>SCl₂ і S₂Cl₂ розглядають як перші члени гомологічного ряду політіохлоридів загальної формули S_nCl₂; здобути сполуки, у яких вміст Сульфуру коливається від S₂₈Cl₂ S₁₀₀Cl₂.</p> <p>SCl₂ – темно-червона рідина, яку одержують взаємодією S з Cl₂ (до 20 °C) або рідкого S₂Cl₂ з Cl₂ (у присутності каталізатору FeCl₃). Термічно нестійка, розкладається на S₂Cl₂ і Cl₂; за звичайних умов стабілізують додаванням PCl₃. Реакційно активна; реагує з H₂O, кислотами-окисниками, лугами.</p> <p>S₂Cl₂ – безбарвна або світло-жовта (з домішками) масляниста рідина ($T_{\text{пл}} = -77\text{ }^{\circ}\text{C}$, $T_{\text{кип}} = 138\text{ }^{\circ}\text{C}$). У твердому стані оранжево-жовта. Плавиться і кипить без розкладання. Достатньо реакційно здібна; розкладається водою, кислотами, лугами; реагує з рідким NH₃, H₂, S, H₂S. Неводний розчинник для I₂, хлоридів металів. Синтезують із елементів за температури 125–130 °C, розкладанням SCl₂ (вище 70 °C).</p> <p>SCl₄ – біла тверда речовина, жовто-бура рідина ($T_{\text{пл}} = -30\text{ }^{\circ}\text{C} \dots -20\text{ }^{\circ}\text{C}$). Термічно нестійка. Реагує з водою, HNO₃, галогенідами металів. Здобувають взаємодією рідких Cl₂ і SCl₂</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			S_nCl₂ – політіохлориди (Хлориди полісульфуру) – маслянисті рідини різних відтінків червоного кольору. Термічно нестійкі, за кімнатної температури розкладаються на S ₂ Cl ₂ і S. За хімічними властивостями нагадують S ₂ Cl ₂ . Одержують за рівнянням: $S_2Cl_2 + (n - 2)S \rightarrow S_nCl_2$
34	Se	SeCl ₄ Se ₂ Cl ₂	SeCl₄ здобувають синтезом із елементів. Світло – жовта тверда речовина, темно – червона рідина. Легка, плавиться тільки під надлишковим тиском температура плавлення 305 °С (р). Реагує з водою, лугами, гідроген хлоридом, металів. Se₂Cl₂ здобувають дією Cl ₂ на суспензію Se у рідкому CCl ₄ . Нестійка сполука, тому недостатньо досліджена
52	Te	TeCl ₂ TeCl ₄	TeCl₂ утворюється внаслідок взаємодії Te з CF ₂ Cl ₂ . Температура плавлення 175 °С. Гідролізується водою, розчиняється в HCl, лугах. Утворює аміакати. TeCl₄ здобувають синтезом із елементів (100 °С). Біла, у розчині – жовта, а в газуватому стані – оранжево-червона речовина. Термічно стійка, температура плавлення 224 °С. Реагує з водою, лугами металів, H ₂ S рідко. Розчиняється в HCl, спирті, толуені. Утворює хлорокомплекси
84	Po	PoCl ₂ PoCl ₄	PoCl₂ одержують синтезом з елементів (150–200 °С). Легка, гігроскопічна речовина з температурою плавлення 350 °С. Розчиняється у мінеральних кислотах. PoCl₄ отримують синтезом із елементів (300–350 °С), або взаємодією PoO ₂ з HCl. Гігроскопічна, жовта речовина з температурою плавлення 254 °С. Гідролізує у воді, розчиняється в HCl

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
24	Cr	Cr ₂ Cl ₄ CrCl ₃ CrCl ₄	<p>Cr₂Cl₄ (CrCl₂) утворюється внаслідок взаємодії металічного хрому з газуватим HCl (1150–1 200 °C), хлоридної кислоти з Cr(OH)₂, термічному розкладанні CrCl₃ (1 300 °C), або його відновленні H₂ (500 °C), а також металічним Cr. Біла речовина, яка сублімує у вакуумі за умови нагрівання. Добре розчиняється у воді, у разі зберігання у розчині виділяється H₂. Реагує з концентрованими H₂SO₄ і HNO₃, лугами, NH₂ · H₂O. Дуже сильний відновник, легко окислюється розчиненим у воді O₂. Має температуру плавлення 824 °C.</p> <p>CrCl₃ одержують синтезом з елементів (1 100–1 200 °C), нагріванням Cr₂O₃ з гранітом у присутності Хлору (800 °C), взаємодії Cr(OH)₃ з кислотою. Фіолетово-червона, тугоплавка, яка розкладається внаслідок нагрівання лугами, NH₃ · H₂O. Слабкий окисник, у розчині відновлюється атомним Гідроґеном, а за високої температури – H₂, Ca, Cr. Слабкий відновник, у розчині окиснюється HClO₃, KMnO₄, F₂. Вступає в реакції обміну і комплексоутворення. Має температуру плавлення 1 150 °C (р).</p> <p>CrCl₄ існує у газуватому стані у присутності надлишку Cl₂.</p>
42	Mo	MoCl ₁₂ MoCl ₃ MoCl ₄ MoCl ₅	<p>Mo₆Cl₁₂ утворюється дією фосгену на Mo за температури 630 °C або шляхом відновлення MoCl₅. Стійкий на повітрі, нелеткий, жовтий, аморфний порошок. Розчинюється у концентрованих мінеральних кислотах, лугах, спирті, ефірі.</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>MoCl₃ здобувають шляхом відновлення MoCl₅ дигідроеном за температури 250 °С. Стійка на повітрі, коричнево-червона речовина. Розчиняється у мінеральних кислотах, погано – у воді.</p> <p>MoCl₄ утворюється за реакцією MoO₂ + Cl₂ + CCl₄. Розпливається на повітрі; леткий коричневий порошок з температурою плавлення 317 °С. Розчиняється у мінеральних кислотах, гідролізує у воді.</p> <p>MoCl₅ отримують синтезом з елементів (40–100 °С). Чорно-синя, достатньо гігроскопічна речовина, з температурою плавлення 194 °С, яка внаслідок нагрівання сублімує і розкладається (300–350 °С). Чутлива до вологи, повітря. Реагує з водою, кислотами, лугами. Відновлюється H₂, окиснюється O₂ за умови нагрівання</p>
74	W	W ₆ Cl ₁₂ WCl ₄ WCl ₅ WCl ₆	<p>W₆Cl₁₂ утворюється за умови відновлення або розкладання вищих хлоридів. Нестійка на повітрі сіра аморфна речовина. Тугоплавна. Сильний відновник – реагує з водою з виділенням H₂.</p> <p>WCl₄ здобувають взаємодією WO₂ з CCl₄ за температури 250 °С. Тугоплавка, гігроскопічна сіра речовина. Гідролізує у воді.</p> <p>WCl₅ утворюється внаслідок розкладання або відновлення WCl₆. Гігроскопічна темно-зелена речовина, з температурою плавлення 248 °С. Гідролізує у воді.</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>WCl₆ здобувають синтезом з елементів (500–800 °С, у потоці Cl₂). Чорно-фіолетова, дуже гігроскопічна речовина, з температурою плавлення 275 °С. Унаслідок нагрівання плавиться, кипить і розкладається. Чутлива до дії вологи, повітря («димить»). Нестійка на світлі. Реакційноздатна; гідролізує водою (повільно – на холоді, швидко – внаслідок кип'ятіння), реагує з лугами. Відновлюється Н₂, типовими металами, розчиняється в органічних розчинниках</p>
9	F	ClF, ClF ₃ ClF ₅	<p>ClF. Безбарвна газувата речовина з температурою плавлення 155,6 °С, яка розкладається за кімнатної температури. Реакційноздатна, реагує з водою, лугами, фторидами металів і неметалів, SiO₂. Здобувають взаємодією елементів.</p> <p>ClF₃ безбарвна газувата речовина, зеленувато – жовта рідина (димер Cl₂F₆) з температурою плавлення 76,32 °С. Необмежено змішується з рідким HF. Реакційноздатна, енергійно розкладається водою, реагує з лугами, SiO₂, оксидами металів, фторидами металів і неметалів. Здобувають синтезом з елементів.</p> <p>ClF₅ безбарвна газувата речовина з температурою плавлення 103 °С. Стійка за кімнатної температури, за умови помірного нагрівання (250 °С) розкладається. Енергійно гідролізує у воді, реагує з лугами, SiO₂, фторидами металів і неметалів. Одержують синтезом із елементів, або фторуванням ClF₃</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
35	Br	BrCl	Здобувають синтезом із елементів (0 °C). Жовта газувата речовина з температурою плавлення 54 °C, дуже нестійка за температур, вищих за температуру плавлення (5,5 °C). Більш стійка у холодних хлоридах важких металів (завдяки комплексоутворенню). Реакційноактивна, розкладається водою, реагує з лугами, хлоридами лужних металів
53	I	ICl, ICl ₃	ICl здобувають синтезом із елементів або дією «царської водки» на йод. Темно-червона, низькоплавка температура плавлення становить 27,2 °C, розкладається при температурах, вищих за температуру кипіння (понад 97,4 °C). Реагує з водою, концентрованими кислотами (HCl, H ₂ SO ₄), лугами, хлоридами лужних металів. ICl₃ (I₂Cl₆) одержують синтезом з елементів (–78 °C). Оранжево-жовта речовина, температура плавлення 101 °C, летка, за температури кипіння розкладається. Добре розчиняється у концентрованій HCl. Реагує з водою, лугами, хлоридами лужних металів. Сильний окиснювач
25	Mn	MnCl ₂ , MnCl ₃ , MnCl ₄	MnCl₂ отримують синтезом з елементів, дією на метал водного розчину NH ₄ Cl або хлоридної кислоти, взаємодією MnO, MnO ₂ або Mn(OH) ₂ з кислотою. Темно-рожева сполука з температурою плавлення 650 °C. Добре розчиняється у воді (гідроліз за катіоном). Не реагує з H ₂ . Розкладається лугами, NH ₃ ·H ₂ O. Окиснюється O ₂ , O ₃ , F ₂ , Cl ₂ . Вступає в реакції обміну і комплексоутворення. MnCl₃ і MnCl₄ розкладаються за температур – 10 °C ... 40 °C на MnCl ₂ та O ₂ , темні порошки

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
43	Tc	TcCl ₄ , TcCl ₆	<p>TeCl₄ здобувають синтезом з елементів (400 °С). Темно – червона речовина, яка сублімує за температури 300 °С за умови нагрівання в атмосфері Cl₂. Гідролізує у воді з утворенням осаду (TeO₂), реагує з концентрованою HCl, лугами, утворює хлорокомплекси.</p> <p>TeCl₆, отримують як домішок за синтезу TeCl₄</p>
75	Re	Re ₃ Cl ₅ , ReCl ₄ , ReCl ₅ , ReCl ₆	<p>Re₃Cl₉ (ReCl₃) утворюється за умови термічного розкладання ReCl₄ і ReCl₅. Червоно-фіолетова (у газуватому стані – зелена) речовина з температурою плавлення 257 °С. Розкладається на елементи (360–600 °С). Добре розчиняється у холодній воді, гідролізує з утворенням осаду. Реагує з HCl (конц.), лугами. Слабкий окисник і відновник у розчині. Утворює хлорокомплекси.</p> <p>ReCl₄ – чорна з зеленим відтінком або коричнева речовина. Стійка у сухому повітрі, чутлива до вологи. Гідролізує у воді з утворенням осаду. Реагує з кислотами, лугами, H₂. Вступає в реакції комплексоутворення. Здобувають відновленням ReCl₅ дигідрогеном (250–300 °С).</p> <p>ReCl₅ – коричнево-сіра з зеленим відтінком речовина з $T_{пл} = 278$ °С, чутка до вологи повітря («димить»). Переганяється без розкладання у потоці Cl₂ або у вакуумі. Реагує з H₂O, кислотами, лугами, O₂. Відновлюється H₂. Одержують синтезом із елементів (400 °С у потоці Cl₂).</p> <p>ReCl₆ отримують синтезом із елементів (600 °С). Температура плавлення становить 22 °С, гідролізує у воді</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
26	Fe	FeCl ₂ FeCl ₃	<p>FeCl₂ – білий (кристалогідрат – зелений), плавиться (674 °С) і кипить (1 023 °С) без розкладання. Леткий у потоці HCl за умов нагрівання, у газуватому стані – димер Fe₂Cl₄. На повітрі жовтіє внаслідок окиснення. Добре розчиняється у холодній воді (гідроліз за катіоном) і хлоридній кислоті. Розкладається киплячою водою, кислотами, лугами, NH₃·H₂O. Типовий відновник, за умов зберігання розчину окиснюється розчиненим у воді O₂. Відновлюється H₂. Вступає в реакції обміну та комплексоутворення. Одержують дією HCl_(розб.) на металічний Fe або на FeO чи Fe(OH)₂, а також за умов термічного розкладання FeCl₃ чи відновлення останнього H₂ або Fe.</p> <p>FeCl₃ – чорно-коричневий (темно-червоний у прохідному світлі, зелений у відбитому світлі). За умови нагрівання плавиться ($T_{\text{пл}} = 316$ °С (розкл.)) (червона рідина), кипить і розкладається; у рідкому і газуватому стані – димер Fe₂Cl₆. Добре розчиняється у воді (сильний гідроліз за катіоном) і в хлоридній кислоті. Реагує з киплячою водою, лугами. Слабкий окисник і відновник. Вступає в реакції обміну та комплексоутворення. Здобувають синтезом із елементів (250 °С), дією HCl_(розб.) на Fe₂O₃ або FeO(OH), окисненням FeCl₂ Хлором у розчині.</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
27	Co	CoCl ₂	Голубий (кристалогідрат – рожевий), леткий за помірнього нагрівання в атмосфері HCl, плавиться і кипить без розкладання. Добре розчиняється у воді (гідроліз за катіоном), хлоридній і нітратній кислотах. Реагує з лугами, NH ₃ · H ₂ O. Окиснюється O ₂ повітря. Вступає в реакції комплексоутворення. Отримують синтезом з елементів або дією HCl _(розб) на Co, CoO, Co(OH) ₂ , CoO(OH). Плавиться за температури 740 °C
28	Ni	NiCl ₂	Жовто-коричневі кристали або жовтий порошок, леткий за умов нагрівання. Добре розчиняється у воді (гідроліз за катіоном). Зелений кристалогідрат NiCl ₂ ·6H ₂ O. Погано розчиняється у концентрованій HCl, рідкому NH ₃ . Реагує з концентрованими H ₂ SO ₄ і HNO ₃ , лугами, NH ₃ ·H ₂ O, O ₂ , H ₂ . Вступає в реакції обміну і комплексоутворення. Здобувають синтезом з елементів або дією HCl _(розб.) на Ni, NiO, Ni(OH) ₂ та NiO(OH). Плавиться за температури 1 009 °C
44	Ru	RuCl ₃ RuCl ₄	RuCl₃ отримують синтезом з елементів (330 °C у присутності CO). Чорно-коричнева речовина, яка розкладається за умови нагрівання (500–850 °C). Не розчиняється у холодній воді. Реагує з гарячою водою, кислотами. Виявляє окисно-відновні властивості. Так званий водорозчинний RuCl ₃ містить RuCl ₃ і RuCl ₄ . RuCl₄ утворюється за умови взаємодії RuO ₂ з HCl _(конц) , насиченої Cl ₂ . Стійкий за температури –30 °C.

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
45	Rh	RhCl RhCl ₃	<p>RhCl Стійкий за температури 958–964 °С і тиску 101 325 Па.</p> <p>RhCl₃ здобувають синтезом з елементів (400–600 °С). Коричнево-червона речовина, яка сублимує у потоці Cl₂ за температури 900 °С. Після прожарювання не розчиняється у воді. Не дисоціює у воді, свіжоприготовлений розчин не дає осаду внаслідок додавання AgNO₃. Не реагує з H₂SO₄ і HNO₃. Взаємодіє з лугами, NH₃ · H₂O, H₂</p>
46	Pd	PdCl ₂	<p>Фіолетово-коричневий, леткий за умови нагрівання, плавиться під надлишковим тиском (680 °С). Помірно розчиняється у холодній воді, практично не дисоціює. Зазнає гідролізу у гарячій воді, реагує з HCl_(конц), лугами, NH₃ · H₂O. Відновлюється H₂, HCOOH. Вступає в реакції комплексоутворення. Для проведення реакцій беруть H₂[PdCl₄]. Одержують синтезом з елементів (500–550 °С), дією «царської водки» на Pd(OH)₂</p>
76	Os	OsCl ₂ OsCl ₃ OsCl ₄	<p>OsCl₂ утворюється за умови розкладання OsCl₃ (500–560 °С, вакуум). Розпливається на повітрі. Відомий у вигляді темно-коричневого порошку. Розчиняється в HNO₃, спирті, етері.</p> <p>OsCl₃ (OsCl₃)_n одержують синтезом з елементів (100–500 °С). Коричнево-чорний, леткий, унаслідок нагрівання розкладається. Добре розчиняється у воді, дисоціює незначною мірою, гідролізує за катіоном. Із розбавленого розчину HCl кристалізується темно-зелений кристалогідрат OsCl₃ · 3H₂O. Реагує з концентрованими кислотами-окисниками, лугами, СО. Легко відновлюється до металу</p>

Продовження таблиці 7.2

1	2	3	4
			OsCl₄ здобувають синтезом з елементів (650–700 °С). Коричнева з чорним відтінком, летка, термічно стійка, плавиться (323 °С) без розкладання. Гідролізує у воді, реагує з кислотами, лугами
77	Ir	IrCl IrCl ₂ IrCl ₃ IrCl ₄	IrCl отримують термічним розкладанням IrCl ₃ (773–798 °С). Нерозчинний у воді, кислотах, лугах. IrCl₂ здобувають термічним розкладанням IrCl ₃ (до 773 °С). Погано розчиняється у воді, кислотах, лугах. IrCl₃ одержують синтезом із елементів за температури 600–620 °С у присутності СО на світлі. Темно-зелений, під час нагрівання розкладається. Після прожарювання не розчиняється у воді, мало дисоціює, утворює гідрат IrCl ₃ · nH ₂ O, який реагує з концентрованими кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O, O ₂ (у слабко кислому середовищі). Окиснюється Cl ₂ , H ₂ O ₂ , відновлюється H ₂ . IrCl₄ утворюється дією Cl ₂ + IrCl ₃ (400 °С, P). Коричневий, за умови нагрівання (вище 700 °С) розкладається на елементи. Добре розчиняється у холодній воді. Із розчину з розбавленою хлоридною кислотою кристалізується гідрат IrCl ₄ · nH ₂ O. Розкладається гарячою водою. Реагує з HCl _(конц) , лугами, хлоридами лужних металів. Відновлюється H ₂
78	Pt	PtCl PtCl ₂ PtCl ₄ [Pt ^{II} Pt ^{IV}] Cl ₆	PtCl стійка в інтервалі температур 581–583 °С у середовищі Cl ₂ за атмосферного тиску. PtCl₂ одержують синтезом з елементів за температури 500 °С у потоці Cl ₂ . Коричневий або сіро-зелений, за температур, вищих за 581 °С плавиться і розкладається. Добре розчиняється у воді. Кристалогідратів не утворює. Не реагує з H ₂ SO ₄ і HNO ₃ . Реагує з гарячою HCl. Виявляє окисно-відновні властивості. Для проведення

			реакцій беруть у вигляді $\text{H}_2[\text{PtCl}_4]$.
--	--	--	--

Закінчення таблиці 7.2

1	2	3	4
			<p>PtCl_4 здобувають синтезом з елементів за температури 275–300 °С у потоці Cl_2. Червоно-коричневий, під час нагрівання (вище 370 °С) плавиться і розкладається. Добре розчиняється у гарячій воді, зазнає активації і виявляє кислотні властивості. Реагує з гарячою водою, кислотами. Вступає в реакції комплексоутворення. Окисник. Для проведення реакцій беруть у вигляді розчину $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$.</p> <p>$[\text{Pt}^{\text{II}}\text{Pt}^{\text{IV}}]\text{Cl}_6$ отримують синтезом із елементів за температур до 400 °С під тиском або термічним розкладанням PtCl_4 (370–380 °С). Темно-зелений, сублімує за умови нагрівання у потоці Cl_2, термічно нестійкий. Погано розчиняється у холодній воді. Реагує з кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Окиснюється H_2O_2</p>

Таблиця 7.3 – Взаємодія елементів із Бромом

Атом- ний номер	Еле- мент	Формула сполуки	Характеристика взаємодії елементів з галогенами і утворені сполуки
1	2	3	4
1	H	HBr	HBr утворюється внаслідок гідролізу PCl_3 або PCl_5 холодною водою в атмосфері N_2 , а також за умов (100–150 °C) взаємодії Брому з P (черв.) у присутності H_2O . Безбарвна газувата речовина. Добре розчиняється у воді, сильна кислота, 48–55 % розчин називають концентрованою бромідною кислотою. Розчиняється в етанолі (слабкий елемент). Реагує з H_2SO_4 (конц.), лугами, металами, Cl_2 . Повільно окиснюється O_2 . Виявляє окисно-відновні властивості
3 11 19 37 55	Li Na K Rb Cs		Здобувають синтезом із елементів, або взаємодією відповідних солей з HBr. Безбарвні речовини з температурами плавлення 552–755 °C. SiBr гігроскопічний. Добре розчиняється у воді, SiBr, KBr і CsBr – в етиловому спирті. Відомі полі броміди RbBr_3 , CsBr_3 , CsBr_5
29	Cu	CuBr , CuBr_2	CuBr отримують взаємодією між Cu_2O і HBr (розбавл.). Температура плавлення 488 °C. Біла речовина. Розчиняється в мінеральних кислотах (HCl , H_2SO_4), розчинах галогенідів металів, погано – у воді. Утворює комплекси. Взаємодіє з $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. CuBr₂ здобувають синтезом із елементів (в етері). Температура плавлення з розкладанням (290 °C). Чорна, розчинна у воді і спиртах речовина. Взаємодіє з мінеральними кислотами (HCl , H_2SO_4), лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

--	--	--	--

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
47	Ag	AgBr	Зустрічається у природі (бромаргірит). Здобувають синтезом із елементів (150–200 °С), або реакцією обміну KBr з AgNO ₃ . Світло – жовтий; плавиться без розкладання, температура плавлення 432 °С, у рідкому стані нестійкий і розкладається на елементи. Не розчиняється у воді. Розкладається концентрованими мінеральними кислотами і лугами. Переводиться у розчин за рахунок комплексоутворення з NH ₃ · H ₂ O, з тіосульфатами та ціанідами лужних металів. Розкладається під дією світла
79	Au	AuBr, AuBr ₂ Au ₂ Br ₆	AuBr утворюється внаслідок розкладання Au ₂ Br ₆ за температури 115 °С, а також дією рідкого Br ₂ на Au за температури 20–35 °С поряд з AuBr ₃ . Тверда речовина жовтого кольору, яка розкладається на елементи за температури 200 °С. Не розчиняється у воді, але взаємодіє з нею. Реагує із етанолом, етером, мінеральними кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O AuBr₂ , одержують взаємодією розчину Br ₂ у CS ₂ з металом. Au₂Br₆(AuBr₃) отримують синтезом із елементів поряд з AuBr ₂ . Тверда речовина темно – коричневого кольору. Розчиняється у спирті. Реагує з водою, мінеральними кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O.
4	Be	BeBr ₂	Отримують синтезом із елементів (480 °С). Біла речовина з температурою плавлення 509 °С, яка за температури 490 °С сублімує. Розчиняється у спирті, HCl, гідролізує у воді, взає-

			модіє з лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. У вигляді пари діє на скло і кварц
--	--	--	---

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
12 20 36 56 88	Mg Ca Sr Ba Ra	MeBr ₂	MgBr₂ зустрічається у природі. Здобувають синтезом із елементів. Температури плавлення 657–1050 °С. Гігроскопічні, білі, добре розчинні у HCl, воді, спирті, приєднують NH ₃ . Відомі полі броміди: SrBr ₄ і BaBr ₆ . Взаємодіє з H ₂ SO ₄ . MeBr₂ одержують синтезом із елементів. Температури плавлення 394, 565 і 238 °С відповідно. ZnBr ₂ гігроскопічний. Розчиняються у воді, спирті, етері. HgBr ₂ гідролізує у воді. Взаємодіє з амоніаком
30 48 80	Zn Cd Hg	MeBr ₂ MeBr ₂ Hg ₂ Br ₂ , HgBr ₂	MgBr ₂ зустрічається в природі, здобувають синтезом із елементів, Температура плавлення 657–1050 °С. Гігроскопічні. Білі, добре розчинні у HCl, воді, спирті, приєднують амоніак. Відомі поліброміди: SrBr ₄ , BaBr ₆ . Взаємодіють з H ₂ SO ₄
			Hg₂Br₂ отримують дією HgBr ₂ на Hg за температури 250–300 °С або Hg ₂ (NO ₃) ₂ з KBr у розбавленій HNO ₃ . Біла, нерозчинна у воді, спирті, лугах, NH ₃ · H ₂ O. За температури ≈390 °С сублімує
5	B	(BBr) _x B ₂ Br ₄ BBr ₃	(BBr) _x існує у газуватому стані за високих температур. B ₂ Br ₄ утворюється внаслідок взаємодії B ₂ Cl ₄ з BBr ₃ . Температура плавлення 1 °С. BBr ₃ – безбарвна, важка, сильно димляча рідина з температурою плавлення –45,84 °С, яка утво-

			рюється синтезом із елементів за температури, вищій за 400 °С. Взаємодіє з водою, спиртом, мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
--	--	--	---

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
13	Al	AlBr_3	Біла речовина, яка утворюється синтезом із елементів за кімнатної температури, з температурою плавлення 97,5 °С. Розчиняється і гідролізує у воді, також розчиняється у спирті, реагує з H_2SO_4 , лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. За звичайних умов летка, а у вологому повітрі «димить» у наслідок гідролізу
31	Ga	Ga_2Br_6	Ga_2Br_6 (GaBr_3) отримують синтезом із елементів за звичайній температурі. Температура плавлення 121,5 °С. Біла гігроскопічна речовина. Розчиняється і гідролізує у воді. Реагує з лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
49	In	InBr InBr_2 In_2Br_6	InBr утворюється відновленням InBr_2 металічним In. Червона речовина з $T_{\text{пл}} = 285$ °С. Взаємодіє з водою, розбавленими мінеральними кислотами з виділенням H_2 , розкладається водою. InBr₂ отримують синтезом із елементів. Температура плавлення 235 °С. Розчиняється у мінеральних кислотах, розкладається водою на In_2Br_6 і InBr . In₂Br₆ (InBr_3) здобувають синтезом із елементів. Летка, біла речовина з температурою плавлення 419,7 °С, розчинна у воді
81	Tl	TlBr TlBr_2 TlBr_3	TlBr одержують синтезом із елементів за звичайної температури. Світло-жовта речовина з $T_{\text{пл}} = 461$ °С. Погано розчинна у воді. Добре розчиняється у спиртах, лугах, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Взаємодіє з HCl і H_2SO_4 .

			<p>TlBr₂ – нестійка, жовта речовина, яка розкладається водою.</p> <p>TlBr₃ – малостійка, гігроскопічна, жовта речовина, яка розкладається внаслідок нагрівання і взаємодії з водою</p>
--	--	--	--

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
21 39 57 58 59 60 61 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71	Sc Y La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu	<p>MeBr₃</p> <p>MeBr₂ MeBr₃</p> <p>MeBr₃</p> <p>YbBr₂ YbBr₃ LuBr₃</p>	<p>MeBr₂ утворюються за умов відновлення MeBr₃ дигідрогеном. Температура плавлення 613–683 °С. Стійкі на повітрі у відсутності вологи й окисників.</p> <p>MeBr₃ утворюються дегідратацією кристалогідратів або взаємодією Me₂O₃ з NH₄Br. Дуже гігроскопічні. Температура плавлення 640–948 °С. Розчиняються у воді, утворюють комплекси й оксиброміди. За звичайної температури реагують з NH₃.</p>
89 90 91 92 93 94 95 96	Ac Th Pa U Np Pu Am Cm	<p>AcBr₃ ThBr₄ UBr₃, MeBr₄ MeBr₅ NpBr₃, NpBr₄ MeBr₃</p>	<p>MeBr₃ одержують синтезом із елементів або взаємодією оксидів з HBr_(розб). Гігроскопічні. Температура плавлення 400–730 °С. Розчиняються у воді з виділенням H₂. Диспропорціонують за високих температур. Утворюють комплекси й оксиброміди.</p> <p>MeBr₄ здобувають синтезом із елементів. Леткі тверді речовини, які розпливаються на повітрі. Розчинні в органічних розчинниках. Утворюють комплекси і оксиброміди.</p> <p>MeBr₅ Гігроскопічні тверді речовини, які гід-</p>

			ролізують у воді. Добре розчинні у безводних розчинниках. Утворюють комплекси й оксиброміди
--	--	--	---

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
6	C	CBr ₄	Утворюється внаслідок взаємодії CCl ₄ із AlBr ₃ за температури 100 °С. Світло-жовта речовина з температурою плавлення 92,5 °С, кипить з розкладанням (189,5 °С). Не розчиняється у воді та полярних розчинниках. Взаємодіє з лугами і NH ₃ · H ₂ O. Розчиняється у спиртах
14	Si	Si ₂ Br ₆ SiBr ₄	Si₂Br₆ одержують взаємодією розчину Si ₂ Br ₄ у CS ₂ з Бромом. Рідина, яка зазнає гідролізу у воді. SiBr₄ утворюється синтезом із елементів. Безбарвна рідина з $T_{\text{пл.}} = 5,4$ °С, яка сильно «димить» на повітрі. Взаємодіє з водою, мінеральними кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O. Утворює багато чисельні продукти приєднання
32	Ge	GeBr ₂ GeBr ₄	GeBr₂ утворюється внаслідок взаємодії солей з HBr. Температура плавлення 143 °С (<i>p</i>), розкладається за умови нагрівання. Біла, схильна до диспропорціювання на GeBr ₄ і Ge. Розчиняється у спирті, ацетоні. Взаємодіє з водою, мінеральними кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O. GeBr₄ здобувають синтезом із елементів за температури 220 °С. Біла речовина з $T_{\text{пл.}} = 26,1$ °С. Розчиняється у багатьох органічних розчинниках. Взаємодіє з водою, HCl, HNO ₃ , лугами, NH ₃ · H ₂ O
50		SnBr ₂	SnBr₂ отримують взаємодією металу з HBr.

		SnBr ₄	SnBr ₄ здобувають синтезом із елементів за температури 59 °С. SnBr ₂ жовта, а SnBr ₄ біла речовини з температурами плавлення 322 і 30 °С відповідно. Розчиняються у спирті. Взаємодіють з водою, мінеральними кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O.
--	--	-------------------	---

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
82	Pb	PbBr PbBr ₂	PbBr утворюється внаслідок взаємодії Pb ₂ O ₃ з C ₂ H ₅ Br за температури 2691 °С. Нестійкий. PbBr₂ здобувають синтезом із елементів або зневодненням кристалогідрату. Температура плавлення 370 °С. Розчиняється у гарячій воді, концентрованих розчинах лугів, розчинах бромідів лужних металів. Утворює комплекси й оксиброміди
22 40 72	Ti Zr Hf	MeBr ₂ MeBr ₃ MeBr ₄	MeBr₂ одержують відновленням або розкладанням вищих бромідів. Тверді речовини. TiBr ₂ – найбільш стійкий. Розкладають воду з виділенням H ₂ . Схильні до диспропорціювання на Me і MeBr ₄ . MeBr₃ утворюється відновленням MeBr ₄ дигідроеном за температури 450 °С. Унаслідок нагрівання диспропорціонують на MeBr ₂ і MeBr ₄ . Розкладають воду з виділенням H ₂ . MeBr₄ здобувають синтезом із елементів. Гігроскопічні, тверді речовини, які легко сублімують. Гідролізують у воді, добре розчиняються у спиртах. Приєднують NH ₃
7	N	BrN ₃ NBr ₃	BrN₃ – за звичайної температури – рідина. NBr₃ – малодосліджений
15	P	PBr ₃ PBr ₅	PBr₃ здобувають синтезом із елементів за кімнатної температури, розкладанням PBr ₅ (вище 106 °С) або його відновленням. Безбарвна рідина, яка плавиться за температури –41,5 °С і

			<p>кипить за температури 173,3 °С без розкладання. Нестійка у вологому повітрі («димить»). Добре розчиняє білий фосфор. Гідролізує у воді, реагує з лугами, O_2, Br_2.</p> <p>PBr_5 одержують синтезом із елементів в інтервалі температур 100–150 °С, а також взаємодією PBr_3 з Br_2 за тих же температур</p>
--	--	--	--

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
			Жовто-оранжевий за температури 106 °С плавиться і розкладається. Розчиняється у CCl_4 і CS_2 . Гідролізує у воді та розчинах лугів. Відновлюється фосфором
33	As	$AsBr_3$	Утворюється внаслідок перепускання сухого N_2 , насиченого газуватим Br_2 над порошкоподібним As. Біла речовина з $T_{пл} = 31,2$ °С. Розчинна у спирті. Гідролізує у воді. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $NH_3 \cdot H_2O$
51	Sb	$SbBr_3$	Здобувають синтезом із елементів. Біла речовина з $T_{пл} = 96,6$ °С. Розчиняється у спирті, етері, CS_2 . Гідролізує у воді. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $NH_3 \cdot H_2O$. З бромідами і нітратами лужних металів утворює комплекси
83	Bi	$BiBr$ $BiBr_2$ $BiBr_3$	<p>$BiBr$ утворюється розкладанням $BiBr_3$ за температури 900 °С. Тверда речовина.</p> <p>$BiBr_2$ одержують синтезом із елементів. Температура плавлення 218 °С. Гідролізує у гарячій воді, Розкладається HCl.</p> <p>$BiBr_3$ отримують синтезом із елементів за температури 200 °С. Жовта, гігроскопічна речовина з $T_{пл.} = 218$ °С. Розчиняється у багатьох органічних розчинниках. Гідролізує у воді. Взаємодіє з лугами, $NH_3 \cdot H_2O$</p>
23	V	VBr_2 VBr_3 VBr_4	VBr_2 здобувають відновленням VBr_3 дигідрогеном. Коричнево-жовта речовина з температурою плавлення 827 °С.

			<p>VBr₃ отримують синтезом із елементів. Чорно-зелена речовина, яка розпливається на повітрі і розкладається за температури 280 °С. Розчиняється у багатьох органічних розчинниках. Взаємодіє з HCl, лугами, NH₃ · H₂O.</p> <p>VBr₄ одержують взаємодією VBr₃ з Br₂. Розкладається за температури –23 °С</p>
--	--	--	--

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
41	Nb	NbBr ₃ NbBr ₄ NbBr ₅ Nb ₃ Br ₈	<p>NbBr₃ утворюється внаслідок відновлення NbBr₅ дигідрогеном або металічним Nb. Область гомогенності Nb₃Br₈ – NbBr₃. Летка, гігроскопічна, тверда речовина, яка гідролізує у воді і розкладається у вакуумі за температури 925 °С.</p> <p>NbBr₄ здобувають відновленням NbBr₅ металічним Nb. Коричнева тверда речовина, розчинна у розбавленій HCl.</p> <p>NbBr₅ одержують синтезом із елементів за температури 500 °С. Темно-червона речовина з температурою плавлення 267,5 °С. Гігроскопічна, гідролізує у воді. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, NH₃ · H₂O. Розчинна у спирті.</p> <p>Nb₃Br₈ – чорна речовина, яка сублімує за температури 400 °С. Гідролізує у воді. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, NH₃ · H₂O</p>
73	Ta	TaBr ₂ Ta ₆ Br ₁₄ Ta ₆ Br ₁₅ TaBr ₃ TaBr ₄ TaBr ₅	<p>TaBr₂ – тверда, чорна, нестійка речовина, яка реагує з водою з виділенням H₂.</p> <p>Ta₆Br₁₄ і Ta₆Br₁₅ утворюються внаслідок відновлення TaBr₅ алюмінієм або металічним Ta.</p> <p>Тверді, розчинні у воді сполуки.</p> <p>TaBr₃ здобувають за умов 400 °С диспропорціювання TaBr₄ або взаємодії Ta з HBr за температури 500 °С. Зелений порошок, добре роз-</p>

			чинний у воді та спиртах. Відновник. TaBr ₄ одержують відновленням TaBr ₅ металічним Ta. Тверда, темно-коричнева речовина. TaBr ₅ утворюється внаслідок синтезу із елементів за температури 500 °С. Оранжева речовина з $T_{пл} = 265$ °С. Гідролізує у воді, розчиняється у спирті, взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O
--	--	--	--

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
8	O	Br ₂ O BrO ₂ BrO ₃	Br₂O утворюється за умов розкладання BrO ₂ у високому вакуумі. Стійкий за температури нижчій за –40 °С. BrO₂ одержують синтезом із елементів під дією тліючого електричного розряду за температури 0 °С. BrO₃ – отримують внаслідок взаємодії Br ₂ з O ₃ . Тверда речовина, яка розкладається за температур, вищих за –80 °С
16	S	S ₂ Br ₂ S _n Br ₂ (S ₄ Br ₂ , S ₅ Br ₂ , S ₈ Br ₂)	S₂Br₂ здобувають із елементів шляхом нагрівання у сухій запаяній трубці і піддають фракційній перегонці у високому вакуумі через те, що за температури, вищій за 90 °С S ₂ Br ₂ розкладається на елементи. Темно-червона масляниста речовина, дуже чутка до вологи повітря. Гідролізує у воді, взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, NH ₃ · H ₂ O. S_nBr₂ – маслянисті рідини, які мають неприємний запах і повільно розкладаються за звичайних умов на S ₂ Br ₂ і S
34	Se	SeBr ₄ Se ₂ Br ₂	SeBr₄ одержують бромованням Se. Нестійка сполука, яка розкладається водою. Se₂Br₂ – темно-червона рідина, яку здобувають одночасно із SeBr ₄ дією Броду на суспензію Se у рідкому CS ₂ за кімнатної температури. За температури, вищій за 100 °С Se ₂ Br ₂ розклада-

			ється. Взаємодіє з H_2O , мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Розчиняється в органічних розчинниках
52	Te	TeBr ₂ TeBr ₄	TeBr₂ утворюється за умов відновлення TeBr ₄ телуром у безводному етері у темноті. Коричнева речовина з $T_{\text{пл}} = 280\text{ }^\circ\text{C}$, яка розкладається водою. Схильна до диспропорціювання на TeBr ₄ і Te. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
			TeBr₄ отримують синтезом із елементів. Жовто-оранжева речовина з $T_{\text{пл}} = 380\text{ }^\circ\text{C}$. Гігроскопічна, гідролізує у воді. Розчиняється в етері та хлороформі. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з утворенням аміакатів, оксибромідів, комплексів
84	Po	PoBr ₂ PoBr ₄	PoBr₂ здобувають синтезом із елементів за температури $150\text{--}200\text{ }^\circ\text{C}$ або розкладанням чи відновленням PoBr ₄ . Коричнева речовина з $T_{\text{пл}} = 275\text{ }^\circ\text{C}$, яка сублімує за температури $110\text{ }^\circ\text{C}$. Гідролізує у воді, взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. TeBr₄ одержують синтезом із елементів за температури $300\text{--}350\text{ }^\circ\text{C}$ або дією HBr на PoO ₂ . Червоно-коричнева речовина з $T_{\text{пл}} = 360\text{ }^\circ\text{C}$, достатньо гігроскопічна, гідролізує у воді. Розчиняється у спирті, ацетоні. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
В	Cr	CrBr ₂ CrBr ₃ CrBr ₄	CrBr₂ утворюється внаслідок взаємодії хрому з HBr або відновлення CrBr ₃ . Біла речовина з $T_{\text{пл}} = 842\text{ }^\circ\text{C}$. Окиснюється у вологому повітрі.

			<p>Розчиняється у воді, спирті, HCl, H₂SO₄. Взаємодіє з HNO₃, лугами, NH₃ · H₂O.</p> <p>CrBr₃ здобувають синтезом із елементів за температури 1100–1200 °С. Зелено-чорна речовина, яка сублімує за температури 600 °С. Розчиняється у спирті. Розчиняється у воді та взаємодіє з нею. Розкладається лугами.</p> <p>CrBr₄ одержують взаємодією Br₂ з CrBr₃. Нестійкий</p>
--	--	--	---

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
42	Mo	Mo ₆ Br ₁₂ MoBr ₃ MoBr ₄	<p>Mo₆Br₁₂ здобувають синтезом із елементів за температури 700 °С або термічною дисоціацією вищих бромідів. Аморфна речовина оранжевого кольору, погано розчинна у воді, кислотах, розбавлених лугах.</p> <p>MoBr₃ одержують синтезом із елементів за температури 500 °С. Тверда речовина зеленого кольору, яка розкладається внаслідок нагрівання. Погано розчиняється у воді і кислотах, руйнується лугами.</p> <p>MoBr₄ отримують синтезом із елементів за температури 625 °С. Температура плавлення 337 °С. Гігроскопічний, розчиняється у воді, розкладається лугами</p>
74	W	W ₆ Br ₁₂ WBr ₅ WBr ₆	<p>W₆Br₁₂ утворюється внаслідок відновлення вищих бромідів дигідрогеном. Темно-синя речовина, яка розкладається за умови нагрівання на елементи. Гідролізує у воді, утворює оксиброміди.</p> <p>WBr₅ одержують синтезом із елементів за температури 800 °С. Коричнево-фіолетова речовина з $T_{\text{пл}} = 295$ °С. Гігроскопічна. Гідролізує у воді. Розчиняється у багатьох органічних роз-</p>

			чинниках. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. WBr₆ здобувають синтезом із елементів за температури 600 °С. Чорно-сіра речовина з $T_{\text{пл}} = 309$ °С. «Димить» у вологому повітрі. Погано взаємодіє з водою, добре – з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Розчиняється в органічних розчинниках
9	F	–	Дивись розділ «Взаємодія елементів з Флуором»

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
17	Cl	–	Дивись розділ «Взаємодія елементів з Хлором»
53	I	IBr	Одержують синтезом із елементів за температури 45 °С. Чорно-коричнева речовина, яка за температури плавлення (40,5 °С) частково розкладається, а вище температури кипіння (116 °С) розкладається повністю. Реагує з водою, концентрованими кислотами, лугами, бромідами лужних металів
25	Mn	MnBr ₂	Отримують синтезом із елементів за температури 200 °С. Рожева речовина з $T_{\text{пл}} = 698$ °С. Добре розчиняється у спирті і воді. Реагує з лугами і $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Утворює подвійні броміди
75	Re	Re ₃ Br ₉ ReBr ₄ ReBr ₅	Re₃Br₉ здобувають синтезом із елементів за температури 450 °С. Стійкий на повітрі, має температуру плавлення 627 °С. Гідролізує у воді, розчиняється у спиртах, етері, ацетоні. ReBr₄ отримують синтезом із елементів або взаємодією HReO_4 з HBr . Тверда речовина темно-червоного кольору. ReBr₅ одержують синтезом із елементів за температури 650 °С. Блідо-зелена речовина, яка розкладається внаслідок нагрівання на Re_3Br_9 і Br_2 . Гідролізує у воді

26	Fe	FeBr ₂ Fe ₂ Br ₆ Fe ₃ Br ₈	<p>FeBr₂ здобувають синтезом із елементів за температури 600–700 °С. Жовта речовина з $T_{пл} = 684$ °С. Розчиняється у воді, багатьох органічних розчинниках, HCl. Взаємодіє з лугами, NH₃ · H₂O.</p> <p>Fe₂Br₆ (FeBr₃) отримують синтезом із елементів за температури 200 °С. Температура плавлення 227 °С. Розчиняється у CH₃COOH, спирті, етері. Окисник. Речовина темно-червоного кольору.</p> <p>Fe₃Br₈ становить собою 2FeBr₃ · FeBr₂. Плавиться за температури 107 °С із розкладанням</p>
----	----	---	---

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
27 28	Co Ni	Me Br ₂	Одержують синтезом із елементів або зневодненням кристалогідратів. Температура плавлення 678 і 963 °С відповідно. Гігроскопічні. Легко розчиняються у воді, спиртах, HCl. Взаємодіють з лугами, NH ₃ · H ₂ O. Утворюють подвійні солі та основні броміди
44 45	Ru Rh	RuBr ₂ MeBr ₃	<p>RuBr₂ стійкий за умови нагрівання і дії кислот і лугів.</p> <p>MeBr₃ здобувають синтезом із елементів. Тверді речовини, які за температури 600 °С розкладаються на елементи. Не розчинні у воді, утворюють комплекси</p>
46	Pd	PdBr ₂	Утворюється внаслідок дії бромної води на метал. Температура плавлення 717 °С. Червоно-коричнева речовина, нерозчинна у воді. Розчиняється в HBr і розчинах бромідів лужних металів. Взаємодіє з лугами і NH ₃ · H ₂ O
76	Os	OsBr ₃ OsBr ₄	<p>OsBr₃ – тверда речовина темно-сірого кольору, яка утворюється внаслідок розкладання OsBr₄ у вакуумі за температури 350 °С.</p> <p>OsBr₄ одержують синтезом із елементів або</p>

			взаємодією OsO_4 з HBr . Тверда речовина чорного кольору, нерозчинна у воді
77	Ir	IrBr_3 IrBr_4	IrBr_3 утворюється внаслідок взаємодії розчинів солей з HBr . Маслиново-зелена тверда речовина, яка розкладається внаслідок нагрівання на елементи. Розчиняється у воді. IrBr_4 одержують взаємодією IrO_2 з HBr . Тверда речовина синього кольору, яка розпливається на повітрі. Розкладається водою, розчиняється у спирті

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
78	Pt	PtBr_2 PtBr_3 PtBr_4	PtBr_2 отримують термічним розкладанням PtBr_4 . Тверда речовина червоно-коричневого кольору, яка за температури $300\text{ }^\circ\text{C}$ розкладається. Не розчиняється у воді. Добре розчиняється в HBr і KBr . Взаємодіє з HCl , HNO_3 , лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. PtBr_3 – темно-зелена тверда речовина, яка розкладається за температури $450\text{ }^\circ\text{C}$. Не розчиняється у воді. PtBr_4 утворюється внаслідок взаємодії платини з HBr і Br_2 . Темно-коричневий порошкоподібна речовина, яка розкладається за температури $180\text{ }^\circ\text{C}$. Погано розчиняється у воді, добре у HBr , спирті, етері. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
1	H	HI	Безбарвний газ, з температурою плавлення $-50,9\text{ }^\circ\text{C}$, який за помірного нагрівання (вище $200\text{ }^\circ\text{C}$) частково розкладається. Добре розчиняється у воді, сильна кислота, 57–70 % розчин називають концентрованою йодидною кислотою. Розчиняється у холодному ацетоні (слаб-

			кий електроліт). У розчині окиснюється на повітрі (для стабілізації додають червоний фосфор). Реагує з концентрованою сульфатною кислотою, лугами. Переводить у розчин Ag і Hg. Типовий відновник (завдяки відновленню I ⁻). Здобувають гідролізом PI ₃ в атмосфері N ₂ , або безпосередньо синтезом із елементів за температури 500 °C у присутності Pt
3 11 19 37 55	Li Na K Rb Cs	MeI	Утворюються внаслідок взаємодії розчинів солей з HI. Безбарвні речовини з температурою плавлення 469–681 °C. Добре розчиняються у воді, спирті, легко приєднують NH ₃

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
29	Cu	CuI	Зустрічається у природі під назвою мінералу моршиту. Отримують дією HI _(розб) на Cu ₂ O. Біла речовина, яка за умов нагрівання темніє і плавиться (605 °C) без розкладання. Чутлива до світла. Не розчиняється у воді. Не реагує з NH ₃ · H ₂ O. Реагує з концентрованими лугами і кислотами-окисниками (H ₂ SO ₄ , HNO ₃). Переходить у розчин внаслідок дії концентрованої HI, Na ₂ S ₂ O ₃ , KI, KCN
47	Ag	AgI	Зустрічається у природі у вигляді мінералу йодаргіриту. Здобувають синтезом із елементів (150–200 °C), дією KI на AgNO ₃ або на [Ag(NH ₃) ₂]OH. За умови нагрівання до температури плавлення 554 °C або освітлення розкладається. Не розчиняється у воді, але добре розчиняється у зрідженому NH ₃ . Не реагує з розбавленими кислотами і лугами. Розкладається концентрованими кислотами-окисниками (H ₂ SO ₄ , HNO ₃). Розчиняється в HI, а також у розчинах йодидів лужних металів шляхом ком-

			плексоутворення
79	Au	AuI AuI ₃ (Au ₂ I ₆)	<p>AuI одержують синтезом із елементів за температури 100 °С або взаємодією Au₂O₃ з HI. Тверда речовина жовто-зеленого кольору, яка розкладається за температури 120 °С. Розчиняється в HI і йодидах лужних металів. Взаємодіє з водою, спиртами, розчинами кислот, лугів, NH₃ · H₂O.</p> <p>AuI₃ утворюється внаслідок взаємодії AuCl₃ з KI. Темно-зелений порошок, який розкладається за температури, вищій за 20 °С на AuI та I₂. Розчиняється у надлишку KI, мало розчинний у воді. Взаємодіє з HNO₃, розчинами лугів.</p>

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
4	Be	BeI ₂	Здобувають синтезом із елементів за температури 480 °С. Розпливається на повітрі. Біла речовина з температурою плавлення 480 °С. Розчиняється у багатьох органічних розчинниках. Розкладається водою. Розчиняється в HCl, взаємодіє з лугами і NH ₃ · H ₂ O
12 20 38 56 88	Mg Ca Sr Ba Ra	MeI ₂	Отримують синтезом із елементів. Температура плавлення 538–783 °С. Гігроскопічні, білі речовини, добре розчинні у воді, спиртах. Приєднують NH ₃ , SO ₂
30 48 80	Zn Cd Hg	MeI ₂ CdI HgI ₂ , Hg ₂ I ₂	<p>ZnI₂ і CdI₂ здобувають синтезом із елементів. Відповідно світло-жовта і біла речовина з температурами плавлення 624 і 388 °С. ZnI₂ гігроскопічний. Добре розчиняються у мінеральних кислотах, розчинах йодидів лужних металів, звичайних органічних розчинниках, у воді.</p> <p>CdI отримують синтезом із елементів. Нестійкий.</p>

			<p>Hg₂I₂ одержують синтезом із елементів в етанолі одночасно з HgI₂. Жовта, летка речовина з температурою плавлення 290 °С. У рідкому стані – чорна. Дуже чутка до світла. Термічно нестійка. Не розчиняється у воді і спиртах. Не реагує з розбавленими кислотами, лугами, NH₃·H₂O. Розкладається у концентрованих кислотах, реагує з KI у водному розчині.</p> <p>HgI₂ одержують синтезом із елементів, дією KI на HgCl_{2(насич)}, розкладанням Hg₂I₂ на світлі.</p> <p>Зустрічається у природі у вигляді мінералу кокциніту. Червона (стійка α-модифікація) і жовта (нестійка β-модифікація). Низькоплавка – 256 °С. На світлі жовта модифікація поступово переходить у червону</p>
--	--	--	--

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
			<p>Не розчиняється у воді. Реагує з концентрованою H₂SO₄, NH₃ · H₂O. Не реагує з лугами.</p> <p>Вступає в реакції комплексоутворення з концентрованими розчинами HI і KI</p>
5	B	(BI) _x B ₂ I ₄ BI ₃	<p>(BI)_x розкладається без плавлення до досягнення температури плавлення 125 °С.</p> <p>B₂I₄ – тверда, блідо-жовта речовина, яка розкладається у вакуумі за температури 250 °С.</p> <p>BI₃ – біла, низько плавка (49,7 °С), летка сполука. Нестійка на світлі. Повністю гідролізує у воді, реагує з лугами. Розчиняється в органічних розчинниках. Відновник. Окиснюється O₂, кислотами-окисниками: H₂SO_{4(конц)} і HNO_{3(розб)}. Розкладається за температури 700 °С. Здобувають синтезом із елементів (температура 400 °С)</p>
13	Al	AlI ₃	Одержують синтезом із елементів у присутності

			ті каталізатора – крапельки води. Біла речовина з температурою плавлення 188,3 °С. Добре розчиняється в органічних розчинниках, в HCl, розчиняється і гідролізує у воді. Взаємодіє з HNO ₃ , лугами, NH ₃ · H ₂ O
31 49	Ga In	MeI MeI ₂ Me ₂ I ₆	MeI отримують синтезом із елементів або шляхом розкладання MeI ₃ . GaI – нестійкий, існує лише у газуватому стані. InI має температуру плавлення 351 °С, розчиняється у розбавлених мінеральних кислотах, розкладається водою. MeI₂ здобувають синтезом із елементів. Тверді, жовті речовини, розчинні у мінеральних кислотах. Схильні до диспропорціювання.

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
			Me₂I₆ одержують синтезом із елементів. Температура плавлення 212 і 210 °С відповідно. Жовті, гігроскопічні сполуки. GaI ₃ гідролізує у воді, реагує з лугами, NH ₃ · H ₂ O
81	Tl	TII TII ₃	TII отримують синтезом із елементів. Жовта речовина з $T_{\text{пл}} = 442$ °С, вище 833 °С розкладається. Не розчиняється у воді. Погано розчиняється у спирті, взаємодіє з мінеральними кислотами, особливо з HCl, не взаємодіє з лугами і NH ₃ · H ₂ O. TII₃ утворюється внаслідок взаємодії розчинів солей з KI. Тверда, темно-коричнева речовина, розчинна у розчинах йодидів лужних металів. Відома сполука Tl ₃ I ₄ (TII ₃ · 5TII)
21	Sc } }	MeI ₃	MeI₂ утворюються за умови відновлення MeI ₃

39	Y		металом, відновленні MeI_3 дигідрогеном (Sm, Tm, Yb), EuI_2 – внаслідок взаємодії EuCl_3 з HI і H_2 . Температура плавлення 520–831 °С. Гігроскопічні, за звичайних умов на повітрі утворюють оксидоди. Розчиняються у воді. Схильні до реакцій диспропорціювання на MeI_3 і Me . MeI_3 одержують синтезом із елементів. Температура плавлення 737–1050 °С. Розчиняються у воді, мінеральних кислотах, спирті, піридині. Утворюють комплекси
57	La		
58	Ce	MeI_2 ,	
59	Pr	MeI_3	
60	Nd		
61	Pm		
62	Sm	EuI_2	
63	Eu	GdI_2 ,	
64	Gd	GdI_3	
65	Tb		
66	Dy	MeI_3	
67	Ho		
68	Er	MeI_2 ,	
69	Tm	MeI_3	
70	Yb		
71	Lu	LuI_3	

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
83188	Ac	AcI_3	ThI_2 утворюється за умов відновлення ThI_4 торієм. Тверда речовина, яка диспропорціонує за температури 550 °С у вакуумі на ThI_4 і Th . Розкладає воду з виділенням H_2 . MeI_3 здобувають синтезом із елементів або взаємодією MeO_2 з AlI_3 . Температура плавлення близько 800 °С, за більш високих температур летки. Гігроскопічні. Розчиняються у воді з виділенням H_2 , у присутності O_2 окиснюються. MeI_4 одержують синтезом із елементів. Тверді речовини з помірною температурою плавлення. Гідролізують у воді. Утворюють комплексні сполуки і продукти приєднання. PaI_5 отримують синтезом із елементів. Тверда, чорна сполука, яка сублімує за температури 450 °С. Дуже гігроскопічна, гідролізує у воді. Утворює оксидати
9	Th	ThI_2 ThI_3	
90	Pa	ThI_4	
91	U	PaI_3 PaI_4	
92	Np	PaI_5	
93	Pu	UI_3 UI_4	
94	Am		
95	Cm		
96		MeI_3	

6	C	C ₂ I ₄ CI ₄	<p>C₂I₄ утворюється за умов розкладання CI₄ тобто у випадку нагрівання або під дією сонячних променів. Існує у вигляді газуватої речовини за невисоких температур.</p> <p>CI₄ – червона речовина з $T_{\text{пл}} = 171\text{ }^{\circ}\text{C}$, вище якої розкладається. Одержують дією AlI₃ на CCl₄. Не розчиняється але взаємодіє з водою. Розчиняється у спирті, бензолі. Взаємодіє з HNO₃, лугами, з NH₃ · H₂O</p>
14	Si	(SiI) _x Si ₂ I ₆ SiI ₄	<p>(SiI)_x утворюється внаслідок розкладання Si₂I₆ у потоці N₂. Тверда речовина оранжево-червоного кольору, яка гідролізує у воді.</p> <p>Si₂I₆ одержують відновленням SiI₄ металічним Аргентумом за температури 300 °С. Летка, безбарвна речовина з $T_{\text{пл}} = 250\text{ }^{\circ}\text{C}$. Гідролізує у воді</p>

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
			<p>SiI₄ отримують синтезом із елементів за температури 650 °С. Біла, летка речовина з $T_{\text{пл}} = 122\text{ }^{\circ}\text{C}$, яка спалахує внаслідок нагрівання на повітрі. Розчиняється у CCl₄, CS₂, толуєні. Взаємодіє з водою, мінеральними кислотами, лугами, NH₃ · H₂O</p>
32	Ge	GeI ₂ GeI ₄	<p>GeI₂ утворюється за умов термічного розкладання GeI₄ (440 °С). Летка жовта речовина з $T_{\text{пл}} = 460\text{ }^{\circ}\text{C}$, яка розкладається у вакуумі на GeI₄ і Ge за температури 210 °С. На повітрі окиснюються. Розчиняється і взаємодіє з водою, мінеральними кислотами, лугами, NH₃ · H₂O.</p> <p>GeI₄ одержують синтезом із елементів за температури 360 °С або взаємодією GeO₂ з HI. Летка темно-оранжева речовина з $T_{\text{пл}} = 146\text{ }^{\circ}\text{C}$.</p>

			Розчиняється у багатьох органічних розчинниках, гідролізує у воді, взаємодіє з HNO_3 , лугами, з $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. За звичайних умов поступово на повітрі розкладається. Утворює багато чисельні продукти приєднання
50	Sn	SnI_2 SnI_4	SnI_2 утворюється внаслідок розкладання SnI_4 . Оранжево-червона речовина з $T_{\text{пл}} = 320^\circ\text{C}$. Окиснюється у вологій атмосфері. Погано розчиняється у воді, добре у спирті. Взаємодіє з лугами, і $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. SnI_4 отримують синтезом із елементів. Жовта речовина з $T_{\text{пл}} = 144,5^\circ\text{C}$. Добре розчиняється у спирті. Взаємодіє з водою, мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
82	Pb	PbI PbI_2	PbI утворюється внаслідок взаємодії Pb_2O з CH_3I за температури 262°C . Нестійкий. PbI_2 здобувають синтезом із елементів за температури $200\text{--}300^\circ\text{C}$, взаємодією KI з $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ або з PbCl_2 . Жовта речовина, яка за умов нагрівання стає спочатку червоною, а потім бурю. Температура плавлення 402°C . У вологому стані чуткий до світла і O_2 повітря. Погано розчиняється у воді, не розчиняється у спирті. Взаємодіє з лугами, але не взаємодіє з $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
22 40 72	Ti Zr Hf	MeI_2 MeI_3 MeI_4	MeI_2 Утворюється внаслідок відновлення MeI_4 . Тверді речовини, які диспропорціонують за умови нагрівання на MeI_4 і Me . Розкладаються водою. MeI_3 здобувають аналогічно MeI_2 . Тверді речо-

			<p>вини, які диспропорціонують за умови нагрівання на MeI_4 і MeI_2.</p> <p>TiI₄ одержують синтезом із елементів або дії HI на TiCl_4 за температури 250 °С. Червоно-коричнева речовина з $T_{\text{пл}} = 155$ °С, низько плавка, легко кипляча. За сильного нагрівання розкладається. Гідролізує у воді, реагує з концентрованою H_2SO_4, лугами. Утворює йодокомплекси.</p> <p>ZrI₄ отримують синтезом із елементів за температури 300–500 °С під тиском. Жовто-оранжевий, за помірного нагрівання (418 °С) леткий. За температури 1300–1400 °С розкладається. Гідролізує у воді, реагує з кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$</p>
--	--	--	--

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
			<p>HfI₄ здобувають синтезом із елементів за температури 300–500 °С під тиском. Жовто-оранжевий (крупні кристали – коричневі), за температури 392 °С стає летким, а за температури 1100 °С розкладається. Гідролізує у воді, реагує з кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ за високої температури (900–1000 °С)</p>
7	N	IN_3 I_3N	<p>IN₃ – азид йоду – безбарвна, тверда речовина у чистому вигляді, за звичай зафарбоване у жовтувато-білий кольор, сильно вибухонебезпечне.</p> <p>I₃N – нітрид йоду – здобувають дією I_2 на $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ у водному або спиртовому розчині. Червоно-коричневий, сильно вибухонебезпечне навіть за легкого дотику. Повністю розклада-</p>

			ється гарячою водою, кислотами-окисниками, лугами
15	P	P ₂ I ₄ PI ₃	<p>P₂I₄ отримують внаслідок сумісного плавлення P і I₂ або за кімнатної температури у розчині CS₂. Червона речовина з $T_{\text{пл}} = 125,5\text{ }^{\circ}\text{C}$, яка взаємодіє з водою (гідроліз), мінеральними кислотами, лугами, NH₃ · H₂O.</p> <p>PI₃ здобувають кип'ятінням червоного фосфору з I₂ у CS₂. Яскраво-червоний, низько плавкий ($T_{\text{пл}} = 61\text{ }^{\circ}\text{C}$), термічно нестійкий за температури 100–120 °C розкладається на P₂I₄ і I₂. Гідролізує у воді, реагує з лугами, P. Окиснюється O₂ за умови нагрівання до 40–50 °C у присутності Pt</p>

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
33	As	AsI ₃ As ₂ I ₄	<p>AsI₃ утворюється внаслідок кип'ятіння порошкоподібного As з розчином йоду у CS₂ або в етері. Червона речовина з $T_{\text{пл}} = 141\text{ }^{\circ}\text{C}$. Не розчиняється у воді, але взаємодіє з нею. Добре розчиняється у спирті. Взаємодіє з HNO₃, лугами, з NH₃·H₂O.</p> <p>As₂I₄ здобувають внаслідок термічної дисоціації AsI₃ за температури 380 °C; нагріванням AsI₃ з елементарним As; взаємодією As з I₂ у потоці H₂</p>
51	Sb	SbI ₃ SbI ₅	<p>SbI₃ здобувають взаємодією Sb з розчином I₂ у CS₂, толуєні або бензені. Червона речовина з $T_{\text{пл}} = 170,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Гідролізує у воді, погано розчиняється у спирті. Взаємодіє з мінеральними</p>

			кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Утворює оксиди, основні солі, комплекси. SbI₅ одержують синтезом із елементів. Тверда речовина коричневого кольору з $T_{\text{пл}} = 79^\circ\text{C}$, яка розкладається водою
83	Bi	BiI (?) BiI ₂ BiI ₃	BiI – нестійкий. BiI ₂ отримують синтезом із елементів за температури 260°C . Тверда речовина червоного кольору, яка розкладається за температури 400°C на BiI ₃ і Bi. Розчиняється у розчинах йодидів лужних металів. BiI₃ здобувають синтезом із елементів за температури 200°C або взаємодією BiCl ₃ з розбавленою HI. Темно-коричнева (майже чорна) речовина з $T_{\text{пл}} = 407,7^\circ\text{C}$. Унаслідок нагрівання сублімує і розкладається за температури 542°C . На повітрі поступово окиснюється

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
			Не розчиняється у холодній воді. Гідролізує у гарячій воді з утворенням осаду. Реагує з концентрованими кислотами, частково реагує з лугами, I ₂ . Утворює йодокомплекси і ряд продуктів приєднання з NH ₃
23	V	VI ₂ VI ₃	α-VI₂ – чорна речовина, яка сублімує за температури 800°C ; β-VI₂ – рожево-червона речовина з температурою плавлення 777°C . Вище 1400°C розкладається на елементи. Обидві модифікації розчиняються і реагують з водою. Взаємодіють з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. VI₃ отримують синтезом із елементів за температури 280°C . Гігроскопічна, чорна, порошко-

			подібна речовина, яка гідролізує у воді. Добре розчиняється у спирті, реагує з мінеральними кислотами, особливо з HCl, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
41	Nb	NbI ₂ Nb ₆ I ₁₁ NbI ₃ NbI ₄ NbI ₅	<p>NbI₂ і Nb₆I₁₁ утворюються внаслідок розкладання вищих йодидів або відновлення їх металічним Nb.</p> <p>NbI₃ (область гомогенності Nb₃I₈–NbI₃) утворюється за умови розкладання вищих йодидів. Стійка на повітрі, тверда речовина чорного кольору, яка сублімує за температури 500 °С. Повільно взаємодіє з HCl і розбавленою HNO₃, не розчиняється у воді.</p> <p>NbI₄ утворюється розкладанням NbI₅ за температури 270 °С. тверда речовина сірого кольору, яка сублімує за температури 300 °С. За температури 430 °С диспропорціонує на NbI₅ і NbI₃. Розчиняється у воді. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$</p>

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
			<p>NbI₅ здобувають синтезом із елементів за температури 290 °С. Тверда речовина жовто-оранжевого кольору з $T_{\text{пл}} = 320$ °С, вище якої розкладається. Гідролізує у воді та вологому повітрі («димить»). Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$</p>
73	Ta	Ta ₆ I ₁₄ TaI ₃ TaI ₄ TaI ₅	<p>Ta₆I₁₄ і TaI₃ одержують відновленням TaI₅ металічним Ta. Тверді речовини.</p> <p>TaI₄ утворюється внаслідок відновлення TaI₅ металічним Al. Тверда речовина, розчинна у воді.</p> <p>TaI₅ отримують синтезом із елементів за температури 370 °С. Чорний порошок з $T_{\text{пл}} = 496$ °С.</p>

			Гідролізує у воді. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
8	O	I_2O_4 I_4O_9 I_2O_5	I_2O_4 і I_4O_9 є йодатами тривалентного Йоду. За умов нагрівання вище 100°C розкладається на елементи. I_2O_5 здобувають внаслідок взаємодії I_2 з $\text{Cl}_2\text{O}_{7(\text{рідк})}$, зневодненням HIO_3 за температури $240\text{--}250^\circ\text{C}$. Білий порошок, який розкладається у темноті за температури $275\text{--}300^\circ\text{C}$. Легко взаємодіє з водою, мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Найбільш стійкий із усіх оксидів галогенів. Розчиняється у рідкому HI . Виявляє кислотні властивості. Легко утворюється, кількісно відновлюється CO
16	S	S_nI_2	Сполуки Сульфуру з Йодом здобуті у розчині циклогексану взаємодією Хлорсульфонів із Калій йодидом: $\text{S}_n\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{S}_n\text{I}_2 + 2\text{KCl}$ ($n = 2 - 6$)

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
34	Se	Se_3I_2 (?) SeI_2 (?) SeI_4 (?)	Селен із йодом не реагує. Сполуки Селену з Йодом виявлені фізико-хімічним аналізом у розчині CS_2 , але виділити їх не вдалося. Вочевидь, якщо вони і існують у розчині, то у вільному стані, внаслідок у край значної нестійкості, існувати не можуть
52	Te	TeI_4	Одержують синтезом із елементів. Тверда речовина темно-сірого кольору, яка розкладається внаслідок нагрівання вище 100°C . Гідролізує у воді. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
84	Po	PoI_4	Здобувають синтезом із елементів за темпера-

			тури 40 °С або взаємодією PoO_2 з HI . Тверда, летка за температури 200 °С речовина чорного кольору, яка розкладається внаслідок нагрівання. Взаємодіє з водою, мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
24	Cr	CrI_2 CrI_3	CrI_2 отримують синтезом із елементів за температури 700 °С або шляхом відновлення CrI_3 дигідроеном за температури 350 °С. Дуже гігроскопічна, летка речовина червоно-коричневого кольору з $T_{\text{пл}} = 867$ °С, яка внаслідок нагрівання вище цієї температури розкладається. Добре розчиняється у воді, реагує з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. CrI_3 одержують синтезом із елементів за температури до 475 °С. Тверда речовина фіолетово-чорного кольору з $T_{\text{пл}} = 857$ °С, розчинна у воді у присутності солей двовалентного Хрому. Погано взаємодіє з розчинами мінеральних кислот, добре з лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
42	Mo	Mo_6I_{12} MoI_3 MoI_4	Mo_6I_{12} (MoI_2) здобувають синтезом із елементів. Коричнево-чорний порошок з $T_{\text{пл}} = 700$ °С. Погано розчиняється у воді хоча і взаємодіє з нею. Розчиняється у спирті. Взаємодіє з мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. MoI_3 отримують синтезом із елементів за температури 300 °С. Нестійка (за температури 900 °С розкладається), чорна речовина, яка взаємодіє з водою і лугами, погано – з мінеральними кислотами. MoI_4 утворюється за умов перебігу реакції взаємодії MoCl_4 з HI . Тверда, чорна речовина з $T_{\text{пл}}$

			= 400 °C, яка внаслідок нагрівання вище цієї температури розкладається. Добре взаємодіє з водою, мінеральними кислотами, лугами, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
74	W	W_6I_{12} WI_4	W_6I_{12} одержують синтезом із елементів за температури до 950 °C або шляхом термічної дисоціації WI_4 . Коричневий, аморфний порошок, який гідролізує у теплій воді. Взаємодіє з лугами. WI_4 утворюється внаслідок взаємодії WCl_6 з HI за температури 110 °C. Тверда речовина чорного кольору, яка гідролізує у теплій воді. За умови досягнення температури плавлення або сублімації розкладається на W_6I_{12} і I_2 . Розчиняється у спиртах, реагує із лугами
9	F	—	Див. розділ «Взаємодія елементів із Флуором»
17	Cl	—	Див. розділ «Взаємодія елементів із Хлором»
35	Br	—	Див. розділ «Взаємодія елементів із Бромом»

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
75	Re	ReI ReI_2 Re_3I_9 ReI_4	ReI і ReI_2 утворюються внаслідок розкладання ReI_4 . Тверді речовини, які розкладаються у вакуумі на елементи. Re_3I_9 одержують розкладанням ReI_4 за температури 350 °C. Тверда речовина, темно-фіолетового кольору, погано розчинна у воді та у розбавлених кислотах. ReI_4 здобувають внаслідок взаємодії HReO_4 з HI . Гігроскопічна, аморфна, нестійка речовина чорного кольору. Гідролізує у воді, розчиняється у ацетоні, етері
26	Fe	FeI_2 FeI_3	FeI_2 отримують синтезом із елементів за температури 500 °C або дії HI на металічний Fe -

		Fe_3I_8	<p>рум. Червоно-коричнева речовина з $T_{\text{пл}} = 587^\circ\text{C}$. Добре розчиняється у воді та спирті. Погано взаємодіє з мінеральними кислотами, особливо з HCl, добре – з лугами і $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Стійкий у присутності відновників.</p> <p>FeI_3 стійкий у рівновазі з FeI_2 і I_2.</p> <p>Fe_3I_8 одержують синтезом із елементів за кімнатної температури шляхом довготривалого розтирання порошку Fe з діодом</p>
27	Co	CoI_2 CoI_3 (?)	<p>CoI_2 здобувають синтезом із елементів за температури $20\text{--}50^\circ\text{C}$. Сіро-зелена речовина з $T_{\text{пл}} = 516^\circ\text{C}$. Гігроскопічна. Добре розчиняється у воді, спирті, етері, хлоридній кислоті. Погано взаємодіє з мінеральними кислотами (H_2SO_4, HNO_3), добре – з лугами і $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.</p> <p>$\text{CoI}_3$ одержують синтезом із елементів. Нестійкий</p>

Продовження таблиці 7.3

1	2	3	4
28	Ni	NiI ₂	Отримують синтезом із елементів. Тверда речовина чорно-зеленого кольору з $T_{\text{пл}} = 797\text{ }^{\circ}\text{C}$. Сублімує за температури $600\text{ }^{\circ}\text{C}$. Добре розчиняється у воді, спирті, етері, хлоридній кислоті. Погано взаємодіє з H_2SO_4 і HNO_3 , добре – з лугами і $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
44 45	Ru Rh	RuI ₂ (?) RuI ₃ RhI ₃	RuI₂ утворюється внаслідок відновлення розчину RuI ₃ в абсолютному спирті амоніаком. MeI₃ одержують синтезом із елементів або взаємодією розчинів солей з HI. Тверді речовини чорного кольору, які розкладаються у вакуумі на елементи за температури 127 і 327 $^{\circ}\text{C}$ відповідно. Розчиняються у спирті, слабо розчинні у воді
46	Pd	PdI ₂	Здобувають синтезом із елементів. Тверда чорна речовина, яка за температури $350\text{ }^{\circ}\text{C}$ розкладається на елементи. Розчиняється в HI і йодидах лужних металів. Погано взаємодіє з мінеральними кислотами, добре – з лугами і $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
76	Os	OsI OsI ₂ OsI ₃ OsI ₄	OsI утворюється внаслідок розкладу OsI ₂ . Тверда речовина сірого кольору. OsI₂ здобувають взаємодією розчинів солей з KI або розкладанням OsI ₃ . OsI₃ отримують дією HI на OsI ₂ . Тверда речовина чорного кольору. OsI₄ одержують внаслідок взаємодії OsI ₄ з HI. Тверда речовина фіолетово-чорного кольору
77	Ir	IrI IrI ₂ IrI ₃ IrI ₄	IrI утворюється за умов взаємодії IrI ₂ з HI за температури $355\text{ }^{\circ}\text{C}$. Коричневий порошок. IrI₂ здобувають взаємодією Ir з HI за температури $335\text{ }^{\circ}\text{C}$. Тверда речовина коричневого кольору, яка може вміщувати надлишок або недостачу I ₂

Закінчення таблиці 7.3

1	2	3	4
			<p>IrI₃ отримують нагріванням кристалогідрату. Тверда речовина коричневого кольору, розчинна у теплій воді та спирті. За температури 427 °С у вакуумі розкладається на елементи.</p> <p>IrI₄ одержують кип'ятінням розчину (NH₄)₂(IrCl₆) з KI. Тверда речовина чорного кольору, яка розкладається за температури 100 °С. Погано розчинна у воді</p>
78	Pt	PtI ₂ PtI ₃ PtI ₄	<p>PtI₂ утворюється внаслідок розкладання вищих йодидів. Тверда чорна речовина, яка розкладається за умови нагрівання (вище 300 °С). Нерозчинна у воді та спирті. Не взаємодіє з HCl, лугами, NH₃·H₂O. Слабо розкладається H₂SO₄ і HNO₃.</p> <p>PtI₃ здобувають розкладанням PtI₄ за температури 370 °С. Чорна речовина, яка нагадує графіт, погано розчиняється у воді.</p> <p>PtI₄ отримують синтезом із елементів. Чорно-коричневий порошок, який розкладається за температури 370 °С. Добре розчиняється в HI і спирті. Не розчиняється у воді. Взаємодіє з мінеральними кислотами і лугами, не реагує з NH₃ · H₂O</p>

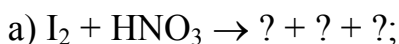
8 ВАРІАНТИ ІНДИВІДУАЛЬНИХ ЗАВДАНЬ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ ПОЗААУДИТОРНОЇ РОБОТИ

Варіант 1

1. Запишіть рівняння реакцій, які відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Чому дорівнює константа рівноваги і ΔG_{298}^0 реакції $4HBr(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2Br_2(g) + 2H_2O(g)$, якщо на момент досягнення рівноваги не прореагувало 0,2 моль диоксигену, а вихідна кількість $HBr = 3,0$ моль, $O_2 - 0,4$ моль? Об'єм реактора – 2 дм³.

4. Виконати розрахунки:

а) визначити ДР($AgBr$), якщо при 300 К у 1 дм³ води розчиняється $1,6 \cdot 10^{-5}$ моль $AgBr$;

б) розрахувати pH 0,06 моль/дм³ розчину амоній йодиду, якщо константа дисоціації $NH_4OH = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

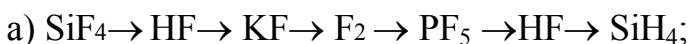
5. Розв'язати задачі:

а) струм силою в 1,5 А проходить послідовно через розчини $Fe(II)$ сульфату і $Fe(III)$ хлориду протягом 1 години. Встановити масу Fe , яка виділилась в кожній ванні;

б) скласти схеми електролізу водного розчину $NiBr_2$ на інертному і розчинному електродах.

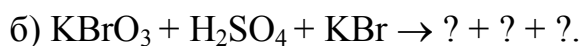
Варіант 2

1. Записати рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу наступних окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:





3. Виконати розрахунки:

а) визначте ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 , ΔS_{298}^0 і константу рівноваги реакції $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{к}) = \text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г})$;

б) знайдіть рівноважну концентрацію PCl_5 реакції $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{PCl}_5$, якщо константа рівноваги при деякій температурі дорівнює 2, а вихідні концентрації PCl_3 , Cl_2 і PCl_5 рівні відповідно 1 моль/дм³, 2 моль/дм³, 0 моль/дм³.

4. Розв'язати задачі:

а) ступінь дисоціації гіпобромітної (бромноватистої) кислоти і pH розчину відповідно дорівнюють 0,04 і 5,3 %. Визначити молярну концентрацію цього розчину і константу йонізації;

б) визначте pH розчину хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 0,1 % ($\rho = 1,00 \text{ г/см}^3$).

5. Виконати завдання:

а) визначити кількість Калію і Хлору, що виділилася при електролізі розплаву Калій хлориду на протязі 1 години при силі струму 1А. Вихід за струмом дорівнює 70 %;

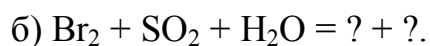
б) обчислити стандартну ЕРС поляризації при електролізі водяного розчину FeCl_2 із платиновим анодом.

Варіант 3

1. Запишіть рівняння реакцій, які відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) визначити ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 , ΔS_{298}^0 для реакції:

$\text{PCl}_3(\text{г}) = \text{P}_4(\text{к, біл.}) + \text{Cl}_2(\text{г})$. Як впливає на перебіг цієї реакції підвищення температури?

б) $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{г})$ знайдіть рівноважну концентрацію SO_2Cl_2 , якщо константа рівноваги через деякий час дорівнювала 1,5, а вихідні концентрації SO_2 , Cl_2 , SO_2Cl_2 становили відповідно 2 моль/дм³, 1 моль/дм³, 0 моль/дм³.

4. Розв'язати задачі:

а) обчисліть концентрацію йонів Cl^- у розчині CaCl_2 з масовою часткою 2 %. Густина розчину дорівнює 1,015 г/см³.

б) розрахуйте pH розчину HClO_4 з масовою часткою 0,3 % ($\rho = 1,002$ г/см³), якщо константа йонізації 10^8 .

5. Виконати завдання:

а) обчисліть молярну масу еквівалента Купруму, якщо при пропусканні через водний розчин Купрум (II) хлориду постійного електричного струму силою 3А протягом 5 хвилин на катоді виділилось 0,2965 г чистого Купруму;

б) обчисліть ЕРС поляризації при електролізі водного розчину NiCl_2 з платиновим анодом.

Варіант 4

1. Записати рівняння реакцій відповідно до таких перетворень:

а) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$;

б) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3 \rightarrow \text{PCl}_5$.

2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:

а) $\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow ? + ? + ?$;

б) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow ? + ? + ?$.

3. Виконати розрахунки:

а) визначити ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 , ΔS_{298}^0 для реакції:

$\text{CCl}_{4(\text{ж})} = \text{C}_{(\text{графіт})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$. Який фактор – ентальпійний чи ентропійний – визначає знак ΔG_{298}^0 цієї реакції?

б) $\text{SbCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{SbCl}_{5(\text{к})}$. Знайти константу рівноваги реакції за деякої температури, якщо відомо, що на момент досягнення рівноваги прореагувало 80 % SbCl_3 , а початкові концентрації SbCl_3 , Cl_2 та SbCl_5 відповідно дорівнюють 1 моль/дм³, 2 моль/дм³, 1,5 моль/дм³.

4. Розв'язати задачі:

а) ступінь дисоціації гіпохлоритної (хлорнуватистої) кислоти у розчині з концентрацією $0,001 \text{ моль/дм}^3$ дорівнює $0,71 \%$. Визначити константу йонізації, а також pH розчину;

б) яку масу $PbCl_2$ можна розчинити в $5,0 \text{ дм}^3$ води за 25°C , якщо за цієї температури $ДР(PbCl_2) = 1,7 \cdot 10^{-5}$?

5. Виконати завдання:

а) визначити кількість Na та I_2 , яка утвориться під час електролізу розплаву Натрій йодиду протягом 2 годин за сили струму $1,5 \text{ А}$, якщо вихід за струмом дорівнює 85% ;

б) розрахувати стандартну ЕРС поляризації при електролізі водного розчину $NaCl$ з платиновим анодом.

Варіант 5

1. Запишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:

а) $Cl_2 \rightarrow PCl_3 \rightarrow PCl_5 \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2$;

б) $Cl_2 \rightarrow Cl_2O \rightarrow HClO \rightarrow HClO_3 \rightarrow Cl_2O_7$.

2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:

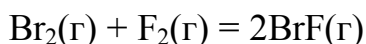
а) $HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow ? + ? + ? + ?$;

б) $HClO_3 \rightarrow ? + ? + ?$.

3. Виконати розрахунки:

а) визначити ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 , ΔS_{298}^0 для реакції $PH_3(г) + 4Cl_2(г) = PCl_5(г) + 3HCl(г)$. За якої мінімальної температури можливий перебіг цієї реакції в зворотному напрямі, якщо залежністю ΔS_{298}^0 і ΔH_{298}^0 від температури знехтувати?

б) для реакції:



Знайти рівноважні концентрації усіх речовин, якщо константа рівноваги за деякої температури дорівнює 3, а вихідні концентрації Br_2 , F_2 , і BrF становили відповідно 2 моль/дм^3 , 2 моль/дм^3 , 0 моль/дм^3 .

4. Розв'язати задачі:

а) вчисліть pH розчину Калій гіпохлориту з молярною концентрацією еквівалента $0,01 \text{ моль/дм}^3$, якщо константа йонізації $HClO$ дорівнює $5,0 \cdot 10^{-8}$;

б) визначити концентрацію ClO_4^- -йонів у розчині, що містить 3 г перхлоратної кислоти у 300 см^3 розчину.

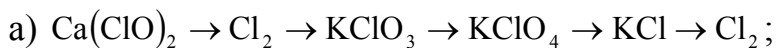
5. Виконати завдання:

а) під час електролізу розчину KCl з концентрацією 56 г/дм^3 здобули розчин Калій гідроксиду. За цей же час на мідному кулонометрі виділилося 20,2 г Купруму. Вихід за струмом під час електролізу KCl склав 73,6 %. Визначити об'єм отриманого розчину KOH ;

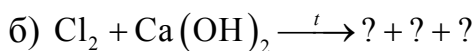
б) навести схему електролізу розчину KClO_3 на вугільних електродах.

Варіант 7

1. Запишіть рівняння реакцій, яким відповідають такі перетворення:

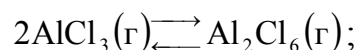
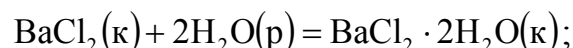


2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу наступних окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) визначити ΔH^0_{298} , ΔG^0_{298} , ΔS^0_{298} реакцій



б) визначити рівноважну концентрацію Al_2Cl_6 , якщо константа рівноваги за деякої температури дорівнює 1, а вихідні концентрації AlCl_3 і Al_2Cl_6 складають відповідно 2 моль/дм³ і 3 моль/дм³.

4. Розв'язати задачі:

а) за 300 К у 100 дм³ води розчиняється 278 г PbCl_2 . Визначити $\text{ДР}(\text{PbCl}_2)$;

б) визначити константу гідролізу NH_4Cl , виходячи з таких даних: молярна концентрація еквівалента розчину 0,001 моль/дм³; ступінь гідролізу – 0,08.

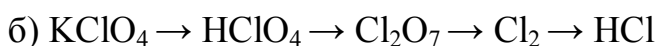
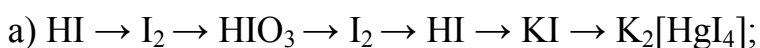
5. Виконати завдання:

а) визначити силу струму, необхідну для проведення процесу електролізу розплаву Магній хлориду протягом 10 годин, при виході за струмом 85 %, щоб одержати 0,5 кг металевого магнію;

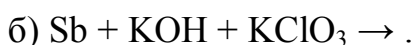
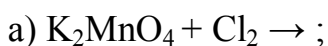
б) визначити потенціал залізного електроду, який занурений у розчин, що вміщує 0,0699 г FeCl_2 в 0,5 літрах.

Варіант 8

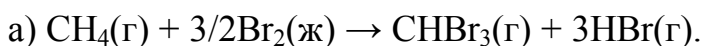
1. Запишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:



Запишіть вираз для константи рівноваги і проаналізуйте вплив зміни температури і тиску на зміщення рівноваги;

б) чи можливо (так, ні) у закритій системі за 298 К здобути газоподібні Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 із простих речовин. Відповідь підтвердіть розрахунками, якщо $\Delta H^\circ_{298}(\text{O}_2) = 0$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{298}(\text{Cl}_2\text{O}_7) = 287$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{298}(\text{ClO}_2) = 104$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{298}(\text{Cl}_2\text{O}) = 76$ кДж/моль; $S^\circ_{298}(\text{O}_2) = 205$ Дж/моль·К; $S^\circ_{298}(\text{Cl}_2\text{O}_7) = 565$ Дж/моль·К; $S^\circ_{298}(\text{ClO}_2) = 257$ Дж/моль·К; $S^\circ_{298}(\text{Cl}_2\text{O}) = 266$ Дж/моль·К.

4. Розв'язати задачі:

а) за 298 К добуток розчинності CaF_2 дорівнює $4,0 \cdot 10^{-11}$. Визначити розчинність CaF_2 у воді в г/л і моль/л;

б) розрахувати константу гідролізу NH_4Br , якщо молярна концентрація еквівалента розчину дорівнює 0,01 моль/дм³, а ступінь гідролізу дорівнює 0,026.

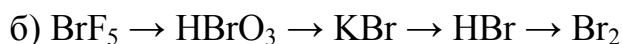
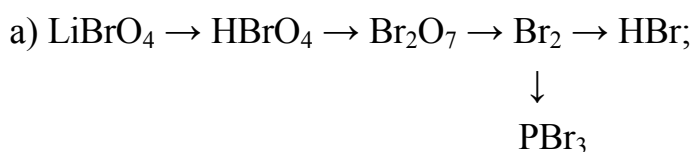
5. Виконати завдання:

а) вихід за струмом при отриманні металічного кальцію при електролізі розплаву CaCl_2 дорівнює 70 %. Скільки електрики потрібно пропустити через розплав, щоб добути 200 г Ca?

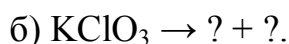
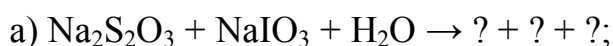
б) під час електролізу водного розчину SnCl_2 на аноді виділилося $4,48 \text{ дм}^3$ Хлору (н. у.). Яка речовина і в якій кількості виділилася на катоді?

Варіант 9

1. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Розрахувати стандартну енергію Гіббса утворення газуватих гідрофториду, гідрогенхлориду, гідрогенбромиду та гідрогенйодиду, які утворилися за 298 К. Як змінюється кінетична активність галогенів у вільному стані, термічна стійкість та відновна здатність гідрогенгалогенідів у разі збільшення атомного номера галогену?

	H_2	Cl_2	I_2	F_2	Br_2	HCl	HI	HF	HBr
$\Delta H^\circ_{298},$ кДж/моль	0	0	0	0	0	-92	+24	-271	-86
$S^\circ_{298},$ Дж/моль·К	131	223	116	203	152	187	204	174	199

4. Розв'язати задачі:

а) яка масова частка (%) гідрогенбромиду в розчині, який було отримано за змішування 250 мл бромідної кислоти з масовою

часткою 35 % ($\rho = 1315 \text{ кг/м}^3$) та 150 мл тієї кислоти з масовою часткою 21 % ($\rho = 1158 \text{ кг/м}^3$);

б) розрахувати об'єм Броду, який вступив у взаємодію з $0,5 \text{ дм}^3$ розчину гіпохлоритної (хлорнуватистої) кислоти з молярною концентрацією $0,5 \text{ моль/дм}^3$. Чому дорівнює маса здобутої HBrO_3 ?

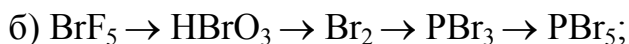
5. Виконати завдання:

а) під час електролізу розплаву Станум (IV) хлориду було отримано $2,4 \text{ г}$ металевого Sn. Електроліз проводили протягом 5 годин. Знайдіть товщину шару Стануму ($\rho = 7298 \text{ кг/м}^3$), який утворився під час електролізу на поверхні залізного дроту, якщо його довжина 2 м , а діаметр $0,0004 \text{ м}$. Струм силою $2,5 \text{ А}$ протягом 30 хв пропускали крізь розчин SnCl_2 . Вихід за струмом становив 93 %;

б) у лабораторії були такі речовини: NaOH , NaCl , H_2SO_4 та MnO_2 . Якими способами можна з них здобути «жовелеву воду»?

Варіант 10

1. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення;

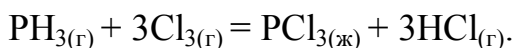


2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) Визначити ΔH_{298}^0 , ΔG_{298}^0 , ΔS_{298}^0 реакції



Визначте температуру, за якої однаково імовірні прямий та зворотний напрямки реакцій;

б) $\text{AsH}_{3(\text{г})} + 3/2\text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{AsCl}_{3(\text{г})} + 3\text{HCl}_{(\text{г})}$. Знайти початкові концентрації AsH_3 та Cl_2 , якщо рівноважні концентрації AsH_3 , Cl_2 , AsCl_3 за деякої температури дорівнюють відповідно 4 моль/дм^3 , 3 моль/дм^3 , а початкова концентрація AsCl_3 становила 0.

4. Розв'язати задачі:

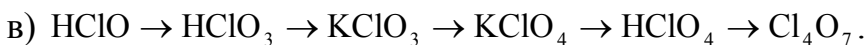
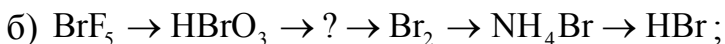
а) вчисліть об'єм (м^3) Хлору (н.у.) и масу Калій гідроксиду, що необхідні для одержання 50 кг бертолетової солі, якщо вихід продукту складає 87 %;

б) обчисліть pH розчину, що містить 0,02 моль HBr у 2000 г води, якщо константа йонізації дорівнює 10^9 .

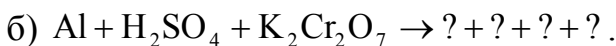
5. При розкладанні 10 дм^3 оксиду Хлору утворилося 10 дм^3 діоксигену і 5 дм^3 Хлору (н.у.). Густина оксиду за дигідрогеном 33,75. Виведіть його формулу.

Варіант 11

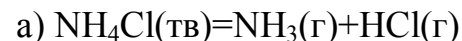
1. Запишіть рівняння реакцій, які відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу наступних окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:

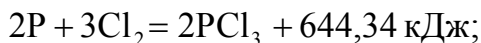


3. Виконати розрахунки:



Приймаючи $\Delta H_T^0 \cong \Delta H_{298}^0$ і $\Delta S_T^0 \cong \Delta S_{298}^0$, встановіть температуру початку розкладання NH_4Cl ;

б) розрахуйте тепловий ефект реакції $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$ за тепловими ефектами таких реакцій:



4. Розв'язати задачі:

а) насичений розчин AgIO_3 об'ємом 3 дм^3 вміщує у вигляді йонів 0,176 г Аргентуму. Розрахуйте $\text{ДР}(\text{AgIO}_3)$;

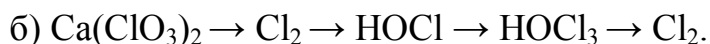
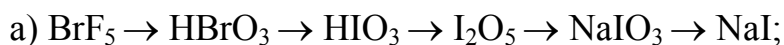
б) розрахуйте pH розчину Калій гіпохлориту з молярною концентрацією $0,1 \text{ моль/дм}^3$, якщо константа дисоціації $\text{HClO} = 5,0 \cdot 10^{-8}$.

5. Гідрогенхлорид, отриманий за дії надлишку концентрованої сульфатної кислоти на 29,25 г кристалічного Натрій хлориду, пропустили

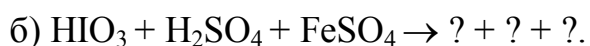
через 250 см³ розчину Натрій гідроксиду з молярною концентрацією 2,5 моль/дм³. Яку реакцію на лакмус покаже отриманий розчин? Яка маса солі утвориться?

Варіант 12

1. Записати рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:

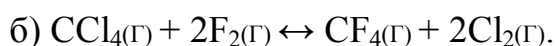
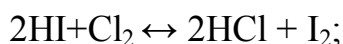


2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) ентальпія утворення $\Delta H^\circ_{298}(\text{HCl}) = -92,05$ кДж/моль, а $\Delta H^\circ_{298}(\text{HI}) = -25,10$ кДж/моль. Розрахувати тепловий ефект реакції



Знайдіть початкову концентрацію $\text{CCl}_4(\text{г})$ і F_2 , якщо відомо, що рівноважні концентрації $\text{CCl}_4(\text{г})$, F_2 і CF_4 за деякої температури дорівнюють відповідно 3 моль/дм³, 8 моль/дм³, 2 моль/дм³, а початкові концентрації CF_4 і Cl_2 дорівнювали 0 моль/дм³. Чому дорівнює рівноважна концентрація Cl_2 ?

4. Розв'язати задачі:

а) за деякої температури розчинність PbBr_2 дорівнює $1,2 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³. Визначити ДР(PbBr_2);

б) ступінь дисоціації гіпохлоритної (хлорнуватистої) кислоти 0,001. Масова частка HClO у розчині дорівнює 0,71 %. Визначте константу йонізації і pH розчину.

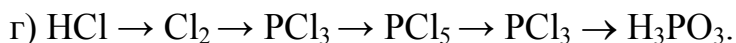
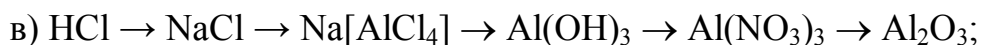
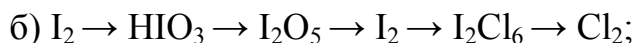
5. Виконати завдання:

а) визначте добову потребу кухонної солі для забезпечення безперебійної роботи електролізного цеху з виробництва Хлору продуктивністю 400 м³/год. Який газ і в якому обсязі виходить одночасно з Хлором?

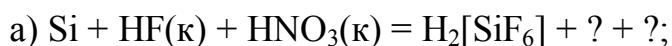
б) подати докладну схему електролізу водного розчину KI на вугільних електродах.

Варіант 13

1. Записати рівняння реакцій, які відповідають таким перетворенням;

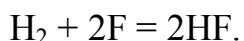
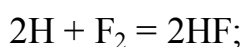
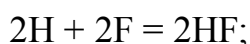
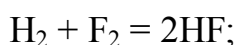


2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Знайти величини:

а) розрахувати теплові ефекти таких процесів:



Відомо, що ентальпія утворення $\Delta H^\circ_{298}(HF) = -267,77$ кДж/моль; енергія дисоціації H_2 дорівнює $-435,14$ кДж/моль; енергія дисоціації F_2 дорівнює $-267,77$ кДж/моль;

б) Рівновага реакції $H_2 + Br_2 \leftrightarrow 2HBr$ встановилася за деякої температури при таких рівноважних концентраціях: $[H_2] = 0,5$ моль/дм³; $[Br_2] = 0,1$ моль/дм³, $[HBr] = 1,6$ моль/дм³. Встановити вихідні концентрації дигідрогену та Броду.

4. Виконати розрахунки:

а) визначити константу дисоціації фторидної кислоти і pH розчину, якщо ступінь дисоціації HF в розчині з молярною концентрацією 0,25 моль/дм³ дорівнює 5,1 %;

б) як зміниться pH , якщо до 2 дм³ розчину HClO ($\alpha = 0,2$ %) додати 1 см³ розчину KClO з $\omega(KClO) = 2$ % ($\rho = 1,013$ г/см³)?

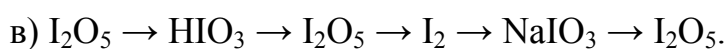
5. Виконати завдання:

а) за підвищення температури від 0 до 20 °С розчинність Хлору у воді знижується від 1,46 до 0,73 г/дм³. Який об'єм Хлору виділиться у разі нагрівання до 20 °С 0,5 дм³ розчину Хлору, насиченого за 0 °С?

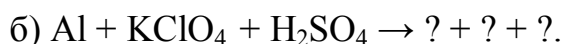
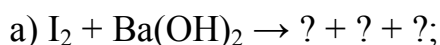
б) які процеси будуть проходити у разі взаємодії Хлору з гарячим розчином Калій гідроксиду? Запишіть молекулярні та електронно-йонні рівняння реакцій. Який ступінь окиснення Хлору в продуктах реакції?

Варіант 14

1. Записати рівняння реакцій, відповідно до таких перетворень:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) під час синтезу фосгену встановлюється рівновага реакції $\text{Cl}_2 + \text{CO} \leftrightarrow \text{COCl}_2$. Визначити початкові концентрації Хлору та Карбон (II) оксиду, якщо рівноважні концентрації $[\text{Cl}_2] = 0,2$ моль/дм³; $[\text{CO}] = 0,1$ моль/дм³; $[\text{COCl}_2] = 2$ моль/дм³;

б) визначити стандартну ентальпію (ΔH_{298}^0) утворення PH_3 , виходячи з рівняння:



4. Визначити величини:

а) визначити pH розчину HCl з $\omega(\text{HCl}) = 0,1 \%$ ($\rho = 1,00$ г/см³), якщо константа йонізації дорівнює 10^7 ;

б) розрахувати концентрацію ClO^- -йонів у розчині, 500 см³ якого містять 0,005 моль HClO та 0,0005 моль HCl .

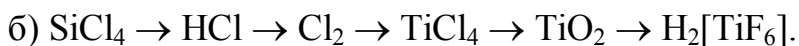
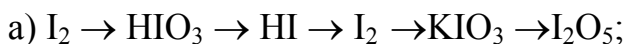
5. Виконати завдання:

а) під час процесу розчинення Хлору в воді спочатку в розчині буде знаходитися чотири речовини, потім – три, а після тривалого відстоювання – дві. Назвіть ці речовини. Запишіть рівняння реакцій, які відбуваються.

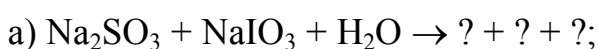
б) до Хлору додали 9,3 г Фосфору. Унаслідок цієї реакції було отримано 48,35 г хлоридів Фосфору. Визначити масовий склад отриманих речовин.

Варіант 15

1 Запишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:

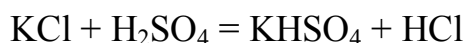


3. Виконати розрахунки:

а) встановити можливість перебігу реакції за стандартних умов



б) вихідні концентрації речовин, що вступили в реакцію



були $[KCl] = 1 \text{ моль/дм}^3$; $[H_2SO_4] = 2 \text{ моль/дм}^3$. Якими стали концентрації вихідних і здобутих речовин у момент, коли концентрація сульфатної кислоти стала дорівнювати $1,4 \text{ моль/дм}^3$?

4. Виконати завдання:

За 300 К ДР ($AgCl$) = $1.6 \cdot 10^{-10}$. Визначити:

а) розчинність $AgCl$ у воді;

б) ΔG^0 процесу розчинення $AgCl$;

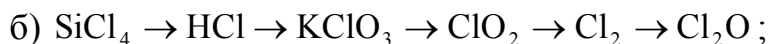
в) розчинність $AgCl$ у розчині $AgNO_3$ з молярною концентрацією $0,01 \text{ моль/дм}^3$;

г) у якій кількості води розчиниться 1 г $AgCl$.

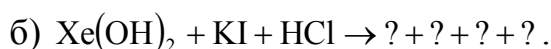
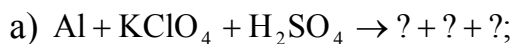
5. Для здобування Хлору окиснення хлоридної кислоти проводили Калій перманганатом. Який об'єм Хлору (н.у.) утвориться, якщо для реакції узяли $1,2 \text{ дм}^3$ концентрованої хлоридної кислоти ($\rho = 1190 \text{ кг/м}^3$). Вихід Хлору 80 %.

Варіант 16

1. Запишіть рівняння реакцій, яким відповідають такі перетворення:

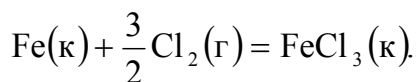
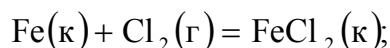


2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) визначити, яка з реакцій є більш імовірною за стандартних умов:



Прийняти $\Delta H_T^0 \approx \Delta H_{298}^0$ і $\Delta S_1^0 \approx \Delta S_{298}^0$; визначити температуру початку розкладання HBrO_3 .

4. Змішали 1 дм^3 розчину NaF з молярною концентрацією 0,001 моль/ дм^3 із 2 дм^3 розчину CaCl_2 з молярною концентрацією 0,01 моль/ дм^3 Визначити:

а) чи утворюється осад CaF_2 ?

б) розчинність CaF_2 у воді в моль/ дм^3 ;

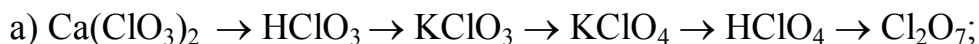
в) розчинність CaF_2 у розчині NaF з молярною концентрацією 0,01 моль/ дм^3 ;

г) розчинність CaF_2 у розчині CaI_2 з молярною концентрацією 0,01 моль/ дм^3 .

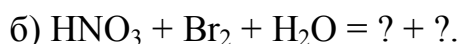
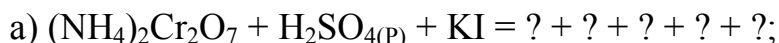
5. Під час взаємодії Ксенону з Фтором одержано 8,83 г суміші фторидів XeF_2 і XeF_4 . Після додавання води утворилося 1,12 дм^3 Ксенону. Визначити кількість кожного фториду в суміші.

Варіант 17

1. Запишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу наступних окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) чи можлива така реакція за стандартних умов:



Відповідь підтвердити, розрахувавши ΔG_{298}^0 цієї системи.

б) розрахуйте K_c і K_p для реакції $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ за 500 К, якщо до моменту встановлення рівноваги продисоціювало 54 % PCl_5 , а початкова концентрація PCl_5 дорівнювала 1 моль/дм³.

4. За деякої температури розчинність PbBr_2 дорівнює $1,2 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³. Визначити:

а) ДР(PbBr_2);

б) розчинність PbBr_2 у розчині NaBr із молярною концентрацією 0,1 моль/дм³;

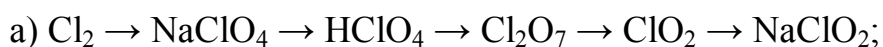
в) розчинність PbBr_2 у розчині $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ із молярною концентрацією 0,1 моль/дм³;

г) у якій кількості води розчиняється 1 г PbBr_2 ?

5. У разі дії на сплав Феруму з Купрумом розчину HCl з $\omega(\text{HCl}) = 20\%$, густиною 1100 кг/м³ виділилося 448 см³ газу (н.у.) Обчисліть об'єм розчину HCl , що вступив у реакцію і масу сплаву, якщо масова частка Феруму в ньому складала 20 %.

Варіант 18

1. Записати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KBrO}_3 \rightarrow \text{KIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{H}_5\text{IO}_6 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5$ і відповісти на запитання.

a) $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow ? + ? + ?$;
 б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ? + ?$.

а) у якому напрямку буде перебігати реакція $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})} + \text{NaOH}_{(\text{к})} \leftrightarrow \text{NaCl}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{NH}_{3(\text{г})}$, якщо компоненти, які реагують, було взято за стандартних умов?

4. Виконати завдання:

б) у яких об'ємах потрібно змішати розчини хлоридної кислоти з $\omega(\text{HCl}) = 37\%$ і $\omega(\text{HCl}) = 20\%$ для того, щоб отримати 1 дм³ розчину з $\omega(\text{HCl}) = 30\%$?

Варіант 19

a) $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl}$;

$$\text{6) } \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{KIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2$$

\searrow
 BaI_2 .

a) $\text{Mn(OH)}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$

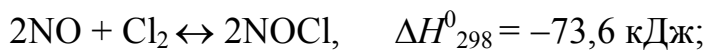
$$6) \text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

165

а) визначити, чи буде за 525 К перебігати реакція, якщо $K_p = 4,84 \cdot 10^{-3}$, а парціальний тиск реагуючих речовин становить:

$$P(\text{HCl}) = P(\text{O}_2) = 10^5 \text{ Па}; P(\text{H}_2\text{O}) = P(\text{Cl}_2) = 10^4 \text{ Па}.$$

б) як буде впливати зниження температури і тиску на рівновагу таких оборотних реакцій:



4. Виконати завдання:

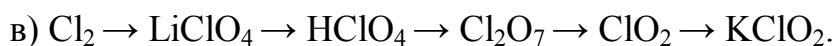
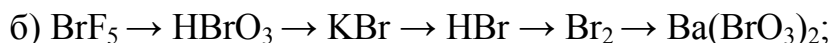
а) який об'єм розчину йодидної кислоти з масовою часткою HI 50 % ($\rho = 1560 \text{ кг/м}^3$) потрібно додати до 5 дм³ розчину HI з молярною концентрацією еквівалента 0,5 моль/дм³, щоб одержати розчин з молярною концентрацією еквівалента 1 моль/дм³?

б) визначити розчинність BaCl₂ у воді за 0 °С, якщо за цієї температури в 13,1 г розчину міститься 3,1 г BaCl₂.

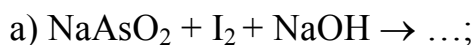
5. Яка маса бертолетової солі буде необхідна для здобування диоксигену в об'ємі, потрібному для окиснення 8,96 дм³ амоніаку (н. у.) у присутності каталізатора?

Варіант 20

1. Запишіть рівняння реакцій, які відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) у разі розчинення у воді 23,38 г NaCl поглинається 2,14 кДж енергії. Обчислити ентальпію розчинення NaCl;

б) ентальпія розчинення SrCl₂ і SrCl₂·6H₂O становить відповідно – 47,7 і 31 кДж/моль. Визначте ентальпію гідратації SrCl₂.

4. Виконати завдання:

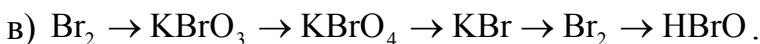
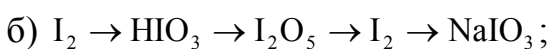
а) коефіцієнт розчинності CaCl_2 у воді за 100°C дорівнює 159 г на 100 г води. Яка маса Кальцій хлориду за цієї температури міститься у 1,35 кг розчину?

б) насичений розчин AgIO_3 об'ємом 3 дм^3 містить у вигляді йонів 0,176 Ag. Визначити добуток розчинності AgIO_3 .

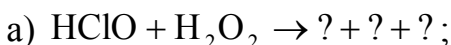
5. Встановити молекулярну формулу речовини, яка містить відповідно 1,1, 42,1, 56,8 масових часток Гідрогену, Хлору та Оксигену. Густина цієї речовини за повітрям складає 2,91.

Варіант 21

1. Запишіть рівняння реакцій, яким відповідають такі перетворення:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) як зміниться швидкість хімічної реакції $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$, якщо тиск системи збільшити в 6 разів?

б) дві реакції між простими речовинами відбуваються з такою швидкістю, що за 1 хвилину утворюються: у першій реакції 6 г H_2S , а у другій – 20 г HI . Яка з цих реакцій перебігає з більшою швидкістю?

4. Виконати завдання:

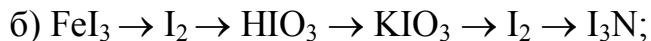
а) Яку масу розчину Натрій хлориду з $\omega(\text{NaCl}) = 30\%$ потрібно додати до 200 г розчину з $\omega(\text{NaCl}) = 10\%$, щоб одержати розчин Натрій хлориду з $\omega(\text{NaCl}) = 20\%$?

б) на нейтралізацію 1 дм^3 розчину HCl з молярною концентрацією $0,24\text{ моль/дм}^3$ витратили 13,7 г суміші Натрій карбонату і гідрокарбонату. Визначити масові частки (%) компонентів суміші.

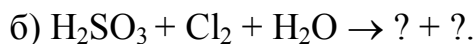
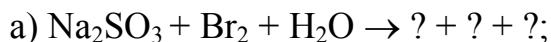
5. Визначити час, необхідний для одержання 100 г металевого Натрію за електролізу розплаву Натрій хлориду, якщо сила струму 2000 А, а вихід за струмом 50 %. Який об'єм Хлору виділиться?

Варіант 22

1. Запишіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



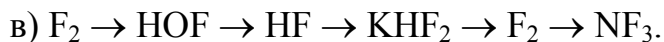
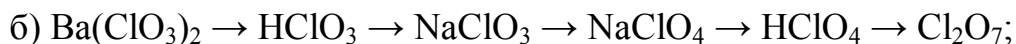
3. Рівновага реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ встановилася за таких концентрацій: $[\text{H}_2] = 0,5$ моль/дм³; $[\text{I}_2] = 0,1$ моль/дм³; $[\text{HI}] = 1,8$ моль/дм³. Визначити початкові концентрації I_2 та H_2 і константу хімічної рівноваги.

4. Змішали 200 см³ розчину гідрогенйодиду з молярною концентрацією 0,02 моль/дм³ і 600 см³ розчину гідрогенйодиду з молярною концентрацією 0,03 моль/дм³. Суміш розведена водою до об'єму 4,75 дм³ за температури 25 °С. Визначити *pH* кінцевого розчину.

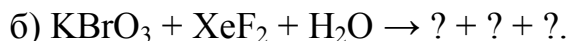
5. Колба, яка містить 500 г «хлорної води», виставлена на сонячне світло. Газ, який виділювався, має об'єм 0,448 дм³ за температури 0 °С і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па. Визначити масову частку Хлору в початковій «хлорній воді».

Варіант 23

1. Записати рівняння реакцій, що можуть перебігати відповідно до таких перетворень:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Константа рівноваги реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ за 445 °С дорівнює 50. Скільки молей дигідрогену потрібно взяти на 1 моль йоду, щоб 80 % останнього перетворити на гідрогенйодид?

4. Виконати завдання:

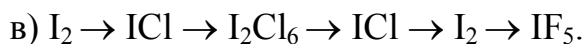
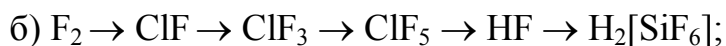
а) обчислити концентрацію хлорид-йонів у розчину BaBr_2 з молярною концентрацією $0,003 \text{ моль/дм}^3$;

б) визначити молярну концентрацію еквівалента (моль/дм^3) Калій йодиду у розчині, якщо під час проведення деякої реакції з 100 см^3 розчину було отримано $3,94 \text{ г}$ йоду.

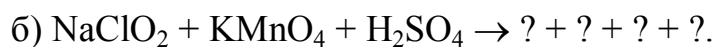
5. Струм проходить послідовно крізь розчини CuSO_4 та SnCl_2 . За деякий відрізок часу в першому розчині виділилося $3,176 \text{ г}$ Cu . Визначити масу Sn , який виділиться, а також теоретичний об'єм утвореного Хлору за н. у.

Варіант 24

1. Запишіть рівняння реакцій, яким відповідають такі перетворення:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-йонного балансу:



3. Виконати завдання:

а) розташуйте в порядку зростання ступеня йонності зв'язку: а) HF ; б) HI ; в) HBr ; г) HCl . Яка з гідрогенгалогенних кислот буде найсильнішою при розчиненні вказаних сполук у воді? Чому?

б) які електронні орбіталі мають однакове значення суми головного та орбітального квантових чисел $(n + l) = 7$ для електронів зовнішнього енергетичного рівня атома Астату? Яка послідовність зростання їхньої енергії?

4. Виконати завдання:

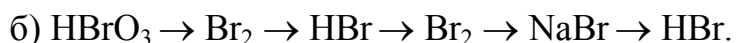
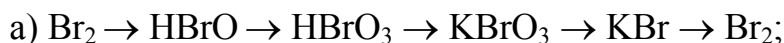
а) запишіть рівняння можливих реакцій гідролізу солей: KCl , KClO , KClO_2 , KClO_3 , KClO_4 . Яким буде середовище розчину у кожному випадку? Яка з вказаних солей зазнає найбільш інтенсивного гідролізу?

б) чому дорівнює ступінь гідролізу (%) Натрій гіпохлориту NaClO у його розчині з молярною концентрацією еквівалента $0,003 \text{ моль/дм}^3$ за 298 К , якщо константа йонізації HClO дорівнює $3 \cdot 10^{-8}$?

5. Якою буде концентрація алюміній-іонів у розчині Натрій гексафтороалюмінату з молярною концентрацією $0,08 \text{ моль/дм}^3$ за надлишкової концентрації Натрій фториду $0,5 \text{ моль/дм}^3$?

Варіант 25

1. Запишіть рівняння реакцій, яким відповідають такі перетворення:



2. Указати продукти, які утворюються внаслідок перебігу таких окисно-відновних реакцій і скласти їх рівняння з використанням методу електронно-іонного балансу:



3. Виконати розрахунки:

а) чому дорівнює константа рівноваги реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ за 716°C , якщо відомо, що константа швидкості утворення гідрогенйодиду за цієї температури дорівнює $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ дм}^3/\text{моль} \cdot \text{с}$, а константа швидкості його термічної дисоціації – $3 \cdot 10^{-4} \text{ дм}^3/\text{моль} \cdot \text{с}$?

б) чому дорівнює pH розчину NaClO_2 з молярною концентрацією $0,1 \text{ моль/дм}^3$? $K_a(\text{HClO}_2) = 1,1 \cdot 10^{-2}$.

4. Виконати завдання:

а) яку масу Кальцій йодиду треба додати до розчину CaI_2 об'ємом 200 см^3 з $C(\text{CaI}_2) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$, щоб довести концентрацію розчину до $C(\text{CaI}_2) = 0,15 \text{ моль/дм}^3$?

б) йодна настоянка – це розчин йоду в етанолі з масовою часткою I_2 5 %. Який об'єм розчину Натрій тіосульфату з молярною концентрацією еквівалента необхідно взяти, щоб знебарвити 6 г йодної настоянки?

5. Хлоридну кислоту, що утворилася внаслідок дії гіпохлоритної кислоти на Манган(II) сульфід, окислили Калій перманганатом. Газ жовто-зеленого кольору, що при цьому утворився, займав об'єм $13,44 \text{ дм}^3$ (н. у.). Яка маса Манган(II) сульфіду була використана?

9 ВАРІАНТИ ЗАВДАНЬ ДЛЯ ВИКОНАННЯ САМОСТІЙНОЇ АУДИТОРНОЇ РОБОТИ

Варіант 1

1. Як отримують Калій хлорат? Які речовини утворюються під час:
а) нагрівання цієї солі у присутності MnO_2 ; б) помірного нагрівання та сильного нагрівання за відсутності каталізатора (MnO_2)? Скласти рівняння відповідних реакцій.
2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:
$$\text{I}_2 \rightarrow \text{K}_5\text{IO}_6 \rightarrow \text{KI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{KIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{HI}$$
3. Закінчити рівняння реакції
$$\text{NaOH} + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{NaClO}_2 + \dots$$

Обґрунтувати вибір окисника та відновника.
4. Скласти рівняння реакції взаємодії Натрій хлорату та Калій йодиду у кислому середовищі. Який об'єм розчину хлоридної кислоти ($\omega(\text{HCl}) = 28\%$, $\rho = 1,38 \text{ г/см}^3$) потрібен, щоб отримати 56 дм^3 йоду? Яка маса Натрій хлорату вступила в реакцію?
5. Під час електролізу розчину Купрум(II) галогеніду на катоді виділилося 32 г Купруму, а на аноді – $17,75 \text{ г}$ газу. Що це за газ? (Молярну масу Купруму вважати рівною 64 г/моль).

Варіант 2

1. Чи можуть одночасно існувати у розчині: Br_2 та HCl , Cl_2 та HBr , Cl_2 та HCl , Cl_2 та HF , Br_2 та KI , I_2 та KBr , Cl_2 та NaI , I_2 та SO_2 ? Відповіді підтвердити, якщо це можливо, рівняннями відповідних реакцій.
2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:
$$\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{ClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_2 \rightarrow \text{NaClO}_2$$
3. Закінчити рівняння реакції
$$\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \dots$$

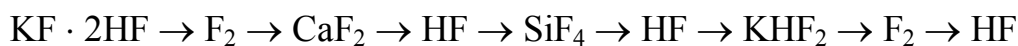
Обґрунтувати вибір окисника та відновника.
4. Унаслідок реакції 60 г розчину HClO_3 з надлишком HCl утворилося $14,2 \text{ дм}^3$ Хлору (н.у.). Обчислити масову частку (%) HClO_3 у розчині.

5. Якої концентрації (%) вийде кислота, якщо увесь гідрогенхлорид, що міститься у 100 г суміші Калій хлориду та нітрату, розчинити у 116,8 см³ води? Відомо, що під час прожарювання 100 г вихідної суміші Калій хлориду та нітрату утворюється 93,6 г твердого залишку.

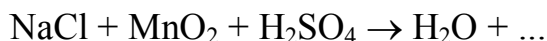
Варіант 3

1. Яку геометричну форму має молекула Cl₂O? Гібридизацією атомних орбіталей якого атома вона пояснюється? Яка сіль утворюється під час взаємодії цього оксиду з Кальцій гідроксидом?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

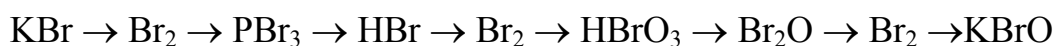
4. Обчисліть об'єм Броду ($\rho = 3,12 \text{ г/см}^3$), що вступив до взаємодії з 0,5 дм³ розчину гіпохлоритної (хлорнуватистої) кислоти з молярною концентрацією 0,5 моль/дм³. Якою є маса броматної (бромнуватої) кислоти, що утворилася?

5. Під впливом хлоридної кислоти під час нагрівання суміші KMnO₄ та MnO₂ вилучили 7,84 дм³ газу (н. у.), а під час нагрівання такої ж суміші – 0,672 дм³ газу. Визначити масу суміші.

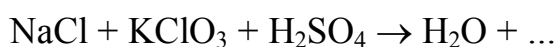
Варіант 4

1. Як отримати хлоратну (хлорнувату) кислоту, за наявності таких реагентів, як Ba(OH)₂, HCl, PbO₂ та H₂SO₄? Скласти рівняння відповідних реакцій.

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

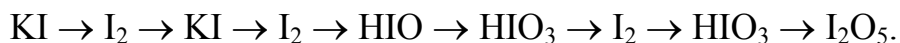
4. Який об'єм (м^3) Хлору (н. у.) та маса Меркурій (II) оксиду необхідні для того, щоб отримати 50 кг Хлормонооксиду Cl_2O , якщо масова частка виходу продукту дорівнює 87 %.

5. Визначити масу Калій перманганату та об'єм розчину з $\omega(\text{HCl}) = 34\%$ з $\rho = 1,17 \text{ г/см}^3$, якщо отриманий під час реакції між ними Хлор окиснив 28 г металічного Феруму.

Варіант 5

1. Які солі, залежно від умов, можна отримати взаємодією Хлору з $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Написати рівняння реакцій та графічні зображення формул цих солей.

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

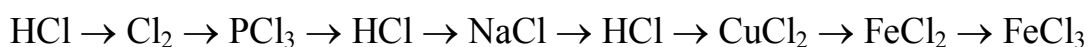
4. Технічний Калій хлорат містить 5 % домішок. Визначити масу KClO_3 необхідну для того, щоб отримати диоксиген в об'ємі, достатньому для окиснення 14 дм^3 амоніаку (н. у.) за відсутності каталізатора.

5. Який об'єм розчину KMnO_4 з молярною концентрацією еквівалента 1 моль/ дм^3 можна відновити 100 см^3 розчину бромідної кислоти з $\omega(\text{HBr}) = 14\%$ і $\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$?

Варіант 6

1. Близько 1/3 частини Хлору, розчиненого у воді, перетворюється на кислоти (які?). Як зміщується ця рівновага під дією світла та при додаванні лугу; хлоридної кислоти; речовини, що взаємодіє з Cl_2 ; катіону, що зв'язує хлорид-йони?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

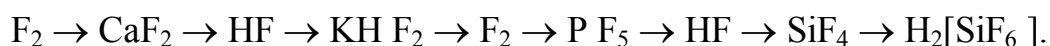
4. NaCl масою 1,5 кг обробили розчином H_2SO_4 з $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50\%$ за кімнатної температури. Газ, що виділювався, поглинули водою, внаслідок чого отримали 1,5 дм^3 розчину HCl ($\rho = 1,130 \text{ г/см}^3$) з $\omega(\text{HCl}) = 25,75\%$. Обчислити об'єм газу (н. у.), що виділювався, та масу отриманої солі.

5. Розчин з $\omega(\text{NaCl}) = 11,7\%$ піддали електролізу до повного розкладання солі, а газ, що виділювався на аноді, пропустили крізь розчин KBr. Для знебарвлювання утвореного розчину знадобилося пропустити крізь нього 11,2 дм^3 Сульфур(IV) оксиду (н. у.). Знайдіть об'єм вихідного розчину ($\rho = 1,063 \text{ г/см}^3$).

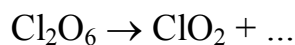
Варіант 7

1. Якими рівняннями реакцій можна виразити взаємодію Хлору з розчином KOH на холоді та під час нагрівання? Як зветься такий тип реакцій?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

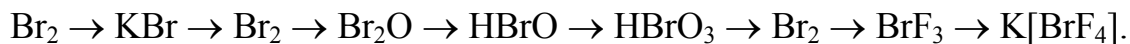
4. Суміш порошків Al та Cu масою 15 г обробили розчином HCl ($\rho = 1,155 \text{ г/см}^3$) з масовою часткою HCl 30,55 %. Виділилось 5,25 дм^3 водню (н. у.). Визначити масові частки (%) металів у суміші та об'єм хлоридної кислоти, що прийняла участь у реакції.

5. У критій посудині ємкістю 11,2 дм^3 , що наповнена Флуором, за н. у. прореагувало 8,4 г динітрогену. Яка буде концентрація газу (моль/ дм^3) у посудині після того, як газ буде доведений до початкової температури?

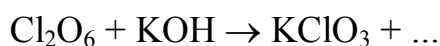
Варіант 8

1. Чому йон Cl^- має більший радіус, ніж йон K^+ , хоча вони є ізоелектронними?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

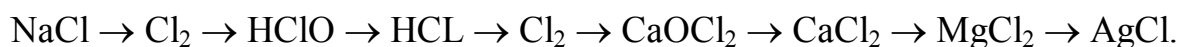
4. Який об'єм розчину йодатної (йоднуватої) кислоти з $\omega(\text{HIO}_3) = 5\%$ та $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ потрібно для окиснення 40 мл розчину гідрогенйодидної (йодоводневої) кислоти з $\omega(\text{HI}) = 8\%$ та $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$? Яка маса йоду при цьому утворюється?

5. Деяка кількість металу з'єднується або з 192 г одного з галогенів, або з такою ж кількістю диоксигену, що утворюється під час розкладання 49 г бертолетової солі. Ступінь окиснення елемента у його оксиді та галогеніди +2. Що це за галоген?

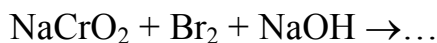
Варіант 9

1. Яку геометричну форму мають молекули BeF_2 та SF_2 , BF_3 та NF_3 ? Поясніть причину різниці у їхній будові (структурі).

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

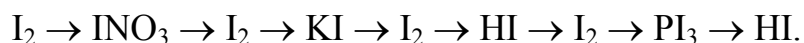
4. Розчин йоднуватої кислоти містить I_2O_5 з масовою часткою 65 %. Обчислити масову частку (%) HIO_3 у розчині.

5. Який об'єм газу (н. у.) виділиться, якщо 500 г розчину з масовою часткою Броду 0,426 % витримати при сонячному світлі?

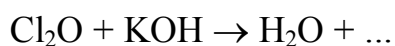
Варіант 10

1. Як отримують хлоридну кислоту у лабораторії та у промисловості? Якою є максимальна концентрація гідрогенхлориду у хлоридній кислоті при звичайних умовах? Чому?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

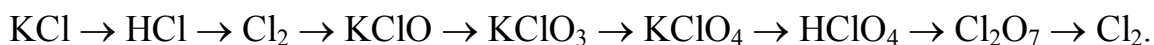
4. Яка кількість електрики (у А·с) потрібна для того, щоб отримати 1 т Калій гідроксиду при електролізі KCl, якщо вихід за струмом 95,5 %? Які об'єми H_2 та Cl_2 (н. у.) виділяються на електродах?

5. Змішали розчин, що містить 5,0 г суміші Натрій та Калій хлоридів, з розчином, що містить 27,2 г аргентум-йонів. Осад відокремили, а у розчин ввели дріт з Купруму, внаслідок чого 2,54 г Купруму перейшло у розчин. Яким був склад вихідної суміші хлоридів?

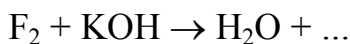
Варіант 11

1. Скласти схему ланцюгової реакції Хлору з дигідрогеном. Яку роль у цій реакції відіграє освітлення? Чи має значення частота світла?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

4. Який об'єм розчину з $\omega(\text{KBrO}_3) = 6\%$ та $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ потрібен для окиснення 50 см^3 розчину, що містить FeSO_4 з молярною концентрацією $0,75 \text{ моль/дм}^3$, підкисленого сульфатною кислотою?

5. У якій кількості холодної води потрібно розчинити $5,6 \text{ дм}^3$ (н. у.) броммохлориду (BrCl), щоб отримати розчин трьох кислот із масовою часткою однієї з них 8% .

Варіант 12

1. На основі будови атомів галогенів Указати, який валентний стан найбільш властивий атомам Флуору, Хлору, Броду та Йоду. Які ступені окиснення виявляють галогени у своїх сполуках?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

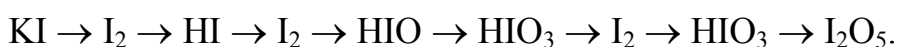
4. Яку масу KI можна окиснити у Калій йодат електричним струмом силою 13,4 А за 2 години?

5. У розчині масою 50 г з $\omega(\text{HCl}) = 12\%$ деякий час утримували пластину масою 4 г, яка була виготовлена з металу, що розчиняється у HCl з утворенням MeCl_2 . Водночас маса пластинки зменшилась на 42 % і виділилось 0,672 дм³ газу (н. у.) Визначити масову частку (%) HCl у розчині після реакції та масу осаду, що повинен утворитися у разі додавання до цього розчину надлишку Натрій сульфід.

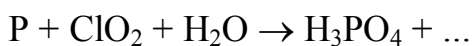
Варіант 13

1. Яка реакція середовища у водних розчинах Натрій фториду, амоній фториду, Кремній(IV) фториду?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

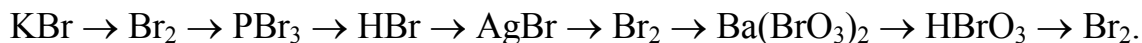
4. Під час добування Калій хлорату спочатку, під впливом Хлору на «вапняне молоко», отримують Кальцій хлорат; реакцією обміну з KCl його перетворюють на KClO_3 . Обчислити масу Хлору, негашеного вапна та KCl, що потрібні для того, щоб отримати 1 т KClO_3 , враховуючи, що масова частка виходу від теоретично можливого дорівнює 80 %.

5. 7,02 г суміші Калій хлориду, бромід та йодиду обробили надлишком Броду, а потім нагрівали до постійної маси, яка дорівнювала 6,55 г. Залишок обробили надлишком Хлору, а потім також нагрівали до постійної маси, що дорівнювала 5,215 г. Обчислити маси Калій бромід та йодид у вихідній суміші.

Варіант 14

1. Пояснити утворення хімічного зв'язку у молекулі F_2 , використовуючи метод валентних зв'язків (МВЗ) та метод молекулярних орбіталей (ММО).

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

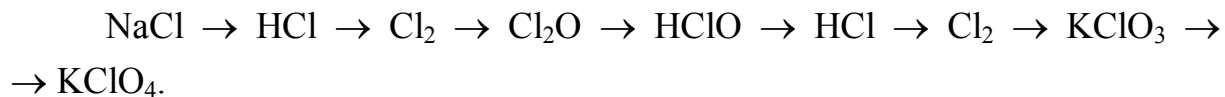
4. Яка маса Калій хлорату утворюється у разі взаємодії йоду з 150 см^3 гарячого розчину KOH з $\omega(KOH) = 40 \%$ та $\rho = 1,395 \text{ г/см}^3$?

5. Молекулярна маса сульфату одновалентного металу на 8 одиниць більша за молекулярну масу його йодиду. Що це за метал?

Варіант 15

1. Як змінюється сила кислот та окиснювальні властивості у ряду $HClO_3 - HBrO_3 - HIO_3$?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

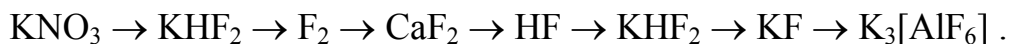
4. Яка маса Аргентум броміду випаде в осад, якщо до розчину $AgNO_3$ об'ємом 200 см^3 та концентрацією $0,1 \text{ моль/дм}^3$ додати Калій бромід масою 2 г ?

5. Розчин хлориду двовалентного металу розподілили на дві частки. До однієї додали надлишок розчину Магній сульфату, завдяки чому утворилося $6,99 \text{ г}$ осаду, до другої – надлишок розчину Аргентум нітрату, завдяки чому утворилося $8,61 \text{ г}$ осаду. Хлорид якого металу знаходився у розчині?

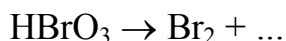
Варіант 16

1. Як змінюється стійкість та сила кислот у ряду $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

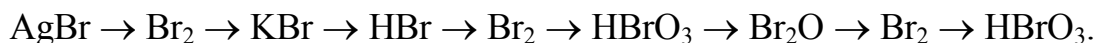
4. Чи випаде осад AgClO_3 , якщо змішати у рівних об'ємах розчини AgNO_3 та KClO_3 , концентрація яких відповідно дорівнює 0,1 та 0,01 моль/дм³? Збільшення об'єму при змішуванні розчинів можна не враховувати. $\text{ДР}(\text{AgClO}_3) = 5 \cdot 10^{-2}$.

5. Густина за повітрям пари хлориду та броміду того ж самого елемента відповідно дорівнює 5,31 та 11,45. Що це за елемент?

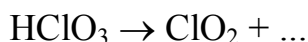
Варіант 17

1. Як змінюються сила кислот та окиснювальні властивості у ряду $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

4. Чому дорівнює ступінь гідролізу Натрій гіпйодиту, якщо $\text{C}(\text{HIO}) = 0,01$ моль/дм³, $K_a(\text{HIO}) = 2,5 \cdot 10^{-11}$.

5. Співвідношення молекулярних мас вищих хлориду та оксиду елемента, розташованого у IV групі періодичної системи, дорівнює 17 : 6. Який це елемент?

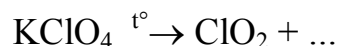
Варіант 18

1. З якими металами може реагувати хлоридна кислота? Чи впливає змінення концентрації цієї кислоти на характер реакції з металами? Відповідь мотивувати.

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

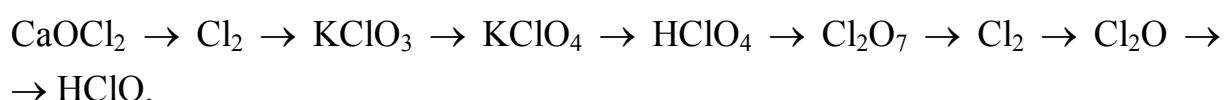
4. Яку масу Барій йодату можна розчинити в амоній гідроксиді об'ємом 200 см^3 з концентрацією 6 моль/дм^3 ?

5. Для аналізу на вміст домішки Натрій хлориду у технічному Натрій гідроксиді, 40 г цього препарату розчинили у воді та піддали електролізу до повного окиснення хлорид-іонів. Водночас на аноді виділилося $56 \text{ см}^3 \text{ Cl}_2$ (н. у.). Обчислити масову частку домішки NaCl у препараті.

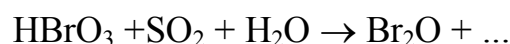
Варіант 19

1. Який з гідрогенгалогенідів є найбільш сильним відновником, а який – найбільш слабким? Користуючись таблицею стандартних електродних потенціалів, Указати один з окисників, що може окиснити: а) KI , не окиснюючи KBr ; б) KBr , не окиснюючи KCl , якщо вони присутні одночасно. Написати рівняння відповідних реакцій.

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

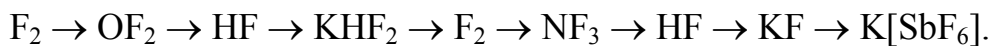
4. Знайдіть масу йоду, що розчиниться у 200 см^3 розчину з масовою часткою KI 24% та $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$.

5. Постійний електричний струм пропустили через два послідовно з'єднані електролізери. Першій містив розчин CuSO_4 та електроди з Купруму, другий – розчин Натрій хлориду та вугільні електроди, розподілені пористою перегородкою. Яка маса луку утворилася у другому електролізері, якщо у першому маса аноду зменшилась на $15,9 \text{ г}$?

Варіант 20

1. Що буде утворюватися за взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з кристалічним Калій йодидом?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника та відновника.

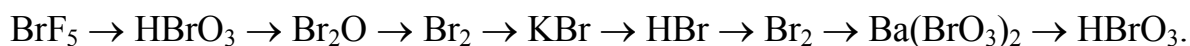
4. Який об'єм Хлору (н. у.) потрібен для окиснення йоду масою 12,7 г, якщо реакція веде до утворення йодатної (йоднуватої) кислоти?

5. Продукт, що накопичився у катодному просторі (відокремленому пористою перегородкою) під час електролізу розчину KCl, повністю прореагував з 12,6 г нітратної кислоти. Яка маса Al може прореагувати з розчином, що утворився у катодному просторі?

Варіант 21

1. Як змінюється міцність зв'язку між атомами у ряду молекул Cl_2 , Br_2 , I_2 ? Чим це пояснюється? Як змінюється у цьому ряду ентальпія дисоціації молекул та їхня стійкість?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

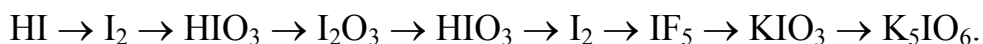
4. Яка маса діоксигену виділиться під час взаємодії Кальцій перхлорату з розчином H_2O_2 ($\rho = 1,9 \text{ г/см}^3$) об'ємом 200 см^3 , у якому масова частка H_2O_2 дорівнює 30 %.

5. Знайдіть масову частку NaCl у розчині, якщо під час пропускання Хлору, що виділився за повного електролізу 250 г такого розчину, через розчин KI утворилося 6,35 г йоду.

Варіант 22

1. Написати рівняння реакції отримання гідрогенхлориду трьома різними способами. Яка з наведених реакцій не використовується для отримання чистих гідрогенброміду та гідрогенйодиду? Чому? Скласти рівняння відповідних реакцій.

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

4. Гідрогенфторид у водному розчині з концентрацією 0,1 моль/дм³ дисоціює на 8 %. Обчислити K_a фторидної кислоти.

5. Унаслідок електролізу розплаву хлориду металу, що утворює тризарядний катіон, на аноді виділилось 0,672 см³ газу (н.у.), а на катоді – 0,54 г металу. Хлорид якого металу піддали електролізу?

Варіант 23

1. Написати схему хімічної рівноваги у розчині «хлорної води». Дією яких речовин на «хлорну воду» можна довести присутність у ній: а) вільного Хлору; б) хлорид-йону; в) у якому напрямку зміститься рівновага у разі додавання лугу?

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

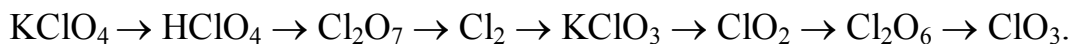
4. Під час взаємодії розчину KIO_3 об'ємом 50 см³ з надлишком KI у присутності сульфатної кислоти виділився йод масою 19 г. Визначити молярну концентрацію KIO_3 та молярну концентрацію еквівалента KIO_3 у цьому розчині.

5. Яка маса бертолетової солі KClO_3 викристалізується з 700 г насиченого за 80 °С розчину, якщо його охолодити до 20 °С. Розчинність KClO_3 за 20 та 80 °С дорівнює відповідно 5 та 40 г на 100 г води.

Варіант 24

1. У якому ступені окиснення галогени можуть виявляти: а) тільки окисні властивості; б) тільки відновні; в) окисні та відновні? Написати відповідні електронні формули для атомів Хлору та Йоду.

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

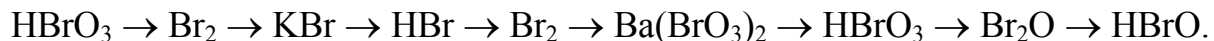
4. За температури 443 °С для оборотної системи $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ константа рівноваги дорівнює 50. Визначити концентрацію дигідрогену у момент рівноваги, якщо концентрації I_2 та HI у той же час дорівнюють $1,14 \cdot 10^{-2}$ та $3,15 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³.

5. Розчинність Калій броміду за 20 та 80 °С дорівнює відповідно 65 та 95 г на 100 г води. Знайти масу насиченого за 80 °С розчину, із якого під час його охолодження до 20 °С випаде 150 г KBr. Яку масу води та KBr потрібно взяти для приготування такого розчину?

Варіант 25

1. Чому у молекулі F_2 утворюється тільки ковалентний зв'язок, а в молекулі Cl_2 виникають дативні зв'язки? Як ця відмінність впливає на порівняльну величину енергії зв'язку та на міцність цих молекул? Навести електронну схему виникнення дативного зв'язку під час утворення молекули Cl_2 .

2. За допомогою яких реакцій можна здійснити послідовність таких перетворень:



3. Закінчити рівняння реакції



Обґрунтувати вибір окисника, відновника та солеутворювача.

4. Яка речовина і в якій кількості виділиться із розчину під час підкислення суміші Калій йодату та йодиду, що була приготовлена у молярному співвідношенні 1:5 та узята масою 104,4 г.

5. Знайдіть об'єм Хлору (н. у.), що виділиться під час взаємодії $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ з розчином хлоридної кислоти об'ємом 250 см³, з масовою часткою HCl, що дорівнює 30 % ($\rho = 1,152$ г/см³).

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Свойства элементов : в 2 ч. Ч. II. Химические свойства : справочник / М. М. Антонова, И. Г. Брахнова, А. Л. Борисова и др. – 2-е изд. – М. : Металлургия, 1976. – 384 с.
2. Загальна та неорганічна хімія : практикум / М. С. Слободяник, Н. Б. Улько, К. М. Бойко, В. М. Самійленко. – Київ : Либідь, 2004. – 336 с.
3. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями : учеб. пособие / Ю. М. Коренев, А. Н. Григорьев, И. И. Желиговская и др. ; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Мир, 2004. – 368 с.
4. В. І. Кириченко. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Кириченко. – Київ : Вища школа, 2005. – 639 с.
5. Лидин Р. А. Химические свойства неорганических веществ / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева ; под ред. Р. А. Лидина. – 5-е изд. – М. : Колосс, 2006. – 480 с.
6. Коржунов Н. Г. Общая и неорганическая химия : учеб. пособие / Н. Г. Коржунов ; под ред. В. И. Деляна. – М. : МИССИС ИНФРА-М, 2004. – 512 с.
7. Загальна та неорганічна хімія Ч. 2. / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. – Київ : Педагог. Преса, 2002. – 518 с.
8. Свойства элементов : в 2 ч. Ч. II. Химические свойства : справочник ; под ред. чл.-кор. АН УССР Г. В. Самсонова. – 2-е изд. – М. : Металлургия, 1976. – 384 с.

ДОДАТОК

ДОДАТОК А

Таблиця А.1 – Термодинамічні константи деяких речовин

Речовина	$\Delta H^{\circ}_{f\ 298},$ кДж/моль	$\Delta G^{\circ}_{f\ 298},$ кДж/моль	$S^{\circ}_{298},$ Дж/(моль×К)
1	2	3	4
As (г)	–	–	187,93
As (к)	0	0	62,76
As ₂ O ₃ (к)	–2 050,16	–1 958,11	133,89
Ag (г)	284,93	246,10	172,88
Ag (к)	0	0	42,55
Ag ⁺ (р)	105,58	77,12	72,80
AgBr (к)	–100,7	–97,2	107,1
AgCl (к)	–127,1	–109,8	96,11
AgCN (к)	145,9	156,9	107,2
Ag(CN) [–] ₂ (г)	–	–	307,94
Ag(CN) [–] ₂ (р)	–	–301,67	201,33
AgCrO ₄ (к)	–721,3	–635,06	217,63
AgF (к)	–206	–187,9	83,7
AgI (к)	–61,9	–66,4	115,5
Ag(NH ₃) ⁺ ₂ (р)	–	–17,57	246,27
AgNO ₃ (к)	–124,5	–33,6	140,9
Ag ₂ O (к)	–31,1	–11,3	121,0
Ag ₂ S (к)	–32,8	–40,8	144,0
Ag ₂ SO ₄ (к)	–717,2	–619,6	199,8
Al (г)	326,3	288,7	164,4
Al (к)	0	0	28,35
Al ³⁺ (р)	–530,0	–490,5	–301
AlBr ₃ (к)	–513,4	–490,6	108,2
Al ₄ Cl ₃ (к)	–209	–196	88,95
AlCl ₃ (к)	–704,2	–628,6	109,3
AlCl ₃ ×6H ₂ O (к)	–2 693,4	–2 262,8	318,2
AlF ₃ (к)	–1 510	–1 432,0	66,48
AlF ^{6–} ₃ (р)	–2 519,2	– 2 276,4	24
AlH ₃ (к)	–11,4	46,4	30,0
AlI ₃ (к)	–308	–304	189,5
AlN (к)	–318	–287,4	20,2

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
$\text{Al}(\text{OH})_3$ (κ)	–1 315	–1 157	70,1
$\text{Al}(\text{OH})_4^-$ (p)	–1 507,4	–1 307,5	89,7
Al_2O_3 (κ)	–1 676	– 1582	50,92
AlSb (κ)	–96,2	–	69,03
Al_2S_3 (κ)	–723,4	–492,5	96
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (κ)	–3 442,2	–3 101	239,2
Ar (г)	0	0	154,7
As (г)	288,7	142,2	175,1
As (сірий, κ)	0	0	36,6
AsBr_3 (κ)	–197,5	–161,7	159
AsCl_3 (г)	–305,0	–268,4	212,5
AsF_3 (г)	–920,65	–907,7	289,0
AsF_5 (г)	–1 236,8	–1 172,8	–
AsH_3 (κ)	66,4	68,9	223,0
AsI_3 (κ)	–58,2	–65,8	163,6
AsO_4^{3-} (p)	–880	–648	–163
As_4O_6 (κ)	–1 331,6	–1 178,8	245
As_2O_5 (κ)	–924,9	–782,4	165,4
H_3AsO_3 (p)	–747,2	–640,5	179,3
H_3AsO_4 (p)	–902,5	–765,7	205,0
As_2S_3 (κ)	–159	–158,0	163,6
At (г)	97,2	59,6	186,98
At_2 (г)	87,9	37,5	276,1
At^- (г)	–178,7	–202,5	175,4
Au (г)	365,25	–325,6	180,41
Au (κ)	0	0	47,40
AuBr_3 (κ)	–53,5	–24,69	155,0
AuBr_4^- (p)	–	–159,41	313,8
AuCl (κ)	–36,4	–14,6	85,17
AuCl_3 (κ)	–118,4	–53,6	164,4
AuCl_4^- (p)	–322,4	–235,76	268,45
$\text{Au}(\text{CN})_2^-$ (p)	–	269,45	123,43
AuF_3 (κ)	–348,53	–297,48	114,22
$\text{Au}(\text{OH})_3$ (κ)	–477,8	–349,8	121
Au_2O_3 (κ)	–13,0	78,7	134,3

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
B (г)	544	517,6	163,3
B (к)	0	0	5,8
BBr ₃ (к)	–	–237,5	228,5
BCl ₃ (ж)	–427,1	–387,2	206
BF ₃ (г)	–1 137,0	–1 120,0	254,37
BF ₄ [–] (р)	–1 572,6	–1 438,0	176,4
B ₂ H ₆ (г)	38,5	89,6	232
BN (к)	–252,8	–226,8	14,8
B(OH) ₄ [–] (р)	–1 354,0	–1 153,7	101,1
B ₂ O ₃ (ам)	–1 254	–1 193,7	80,8
HBO ₂ (к)	–795	–736,1	240,2
H ₃ BO ₃ (к)	–1 094,0	–968,8	88,74
B ₂ S ₃ (к)	–252	–238,1	106,3
Ba (г)	174,6	144,8	170,1
Ba (к)	0	0	67
Ba ²⁺ (р)	–538,0	–561,0	9,6
BaBr ₂ (к)	–756,5	–732	150
BaCO ₃ (к)	–1 219	–1 139	112
BaCl ₂ (к)	–859,1	–811,4	126
Ba(ClO ₃) ₂ (к)	–	–556,9	234,3
Ba(ClO ₄) ₂ (к)	–858,98	–535,6	255,2
BaCrO ₄ (к)	–1 368	–1 325,2	155,6
BaF ₂ (к)	–1 200	–1 149	96,2
BaI ₂ (к)	–605,4	–619	167
Ba(NO ₃) ₂ (к)	–991,0	–795	214
BaO (к)	–558,1	–528,4	70,3
BaO	–629,7	–587,9	65,7
Ba(OH) ₂ (к)	–950	–886	124,0
Ba(PO ₄) ₂ (к)	–3 960,2	–3 951,4	355,6
BaS (к)	–460,5	–456	78,3
BaSO ₄ (к)	–1 465,0	–1 353,0	132,0
BaSiO ₃ (к)	–1 590,1	–1 525,9	109,6
Ba ₂ SiO ₄ (к)	–2 265,6	–2 145,6	176,1
BaTiO ₃ (к)	–1 663,6	–1 574,9	108,03
Be (г)	326,5	288,8	136,2

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
Be (κ)	0	0	9,5
Be ²⁺ (p)	–	–381,2	–196,6
BeBr ₂ (κ)	–330	–354	103
Be ₂ C (κ)	–90,8	–88,3	16,3
BeCO ₃ (κ)	–982	–944,7	67,29
BeCl ₂ (κ)	–494	–468	63
BeF ₂ (κ)	–1 010	–941	45
BeH ₂ (κ)	125	115,7	173
BeI ₂ (κ)	–165	–210	130
BeO (κ)	–598	–582	14,1
Be(OH) ₂ (κ)	–907	–818	55,6
BeSO ₄ (κ)	–1 197	–1 088	90
Bi (γ)	207,1	159,6	186,9
Bi (κ)	0	0	56,9
Bi ³⁺ (p)	81	91,9	–175
BiCl ₃ (κ)	–379,0	–313,1	172,0
BiCl ₄ [–] (κ)	–	–482,1	–
BiI ₃ (κ)	–108,9	–175,4	234,0
BiOCl (κ)	–371,4	–231,2	102,6
Bi ₂ O ₃ (κ)	–577,8	–497,3	151
Bi(OH) ₃ (κ)	–711,8	–580,3	118
Bi ₂ S ₃ (κ)	–155,6	–152,9	200,4
Bi ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	–2 554	–2 583,3	–
Br (γ)	111,8	82,4	186,9
Br [–] (γ)	–218,9	–238,7	163,4
Br [–] (p)	–131,2	–107,1	83,3
Br ₂ (γ)	30,9	3,1	245,5
Br ₂ (ж)	0	0	152,2
BrF (γ)	–42,4	–57,7	228,9
BrF ₃ (ж)	–303,1	–242,9	178,1
BrF ₅ (γ)	–428,9	–350,3	319,2
BrO ₃ [–] (p)	–40,2	1,84	101,1
HBr (γ)	–34,1	–51,2	198,6
HBrO (p)	–112,97	–82,4	142,3
C (γ)	712,5	669,7	157,99

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
С (алмаз, к)	1,828	2,833	2,36
С (графіт, к)	0	0	5,74
CBr ₄ (г)	79,5	66,94	230,12
CCl ₄ (г)	-102,93	-60,63	309,74
CCl ₄ (ж)	-135,44	-64,7	214,6
CF ₄ (г)	-933,7	-887,97	216,6
CH ₄ (г)	-74,86	-50,79	186,19
Cl ₄ (г)	–	260,90	391,83
CN ⁻ (р)	151,2	171,6	96,4
CO (г)	-110,52	-137,14	197,54
COCl ₂ (г)	-220,3	-266,9	283,9
COF ₂ (г)	-634,17	-619,23	258,49
CO ₂ (г)	-393,51	-394,38	213,08
CO ²⁻ ₃ (р)	-676,3	-528,1	-54,9
CS ₂ (ж)	88,7	64,4	151,0
HCN (ж)	-109,6	-125,6	113,2
HCO ⁻ ₃ (р)	-691,1	-587,1	95,0
H ₂ CO ₃ (р)	-699,5	-619,2	187,4
Ca (г)	177,3	143,6	154,8
Ca (к)	0	0	41,63
Ca ²⁺ (р)	-542,96	-553,0	-55,2
Ca(AlO ₃) ₂ (к)	-2 327,9	-2 210,2	144,3
Ca(BO ₂) ₂ (к)	-2 030,96	-1 924,2	105,2
CaBr ₂ (к)	-674,9	-656,1	130
CaBr ₂ × 6H ₂ O (к)	-2 507,9	-2 118,9	304,72
CaC ₂ (к)	-62,8	-67,8	70,3
CaCO ₃ (к, кальцит)	-1 206,9	-1 128,8	92,6
CaCl ₂ (к)	-795	-750,2	113,6
CaCl ₂ × 6H ₂ O (к)	-2 599,6	-2 198,9	285,1
CaCrO ₄ (к)	-1 380,0	-1 308,76	133,89
Ca(CrO ₂) ₂ (к)	-2 068,57	-1 936,36	120,92
CaF ₂ (к)	-1 214,6	-1 161,9	68,9
Ca(HPO ₄) (к)	-1 815,6	-1 682,4	111,5
CaHPO ₄ × 2H ₂ O(к)	-2 405,2	-2 156,2	189,6
CaH ₂ (к)	-188,7	-149,8	42

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
CaI_2 (к)	-534,7	-529,0	142
CaMoO_4 (к)	–	-1 446,4	–
Ca_3N_2 (к)	-431,8	-368,6	105
CaO (к)	-635,5	-604,2	39,7
CaO_2 (к)	-651,7	-598	43,1
Ca(OH)_2 (к)	-986,6	-896,8	76,1
$\text{Ca(PO}_4)_2$ (к)	-4 123,6	-3 887,6	236
CaS (к)	-482,7	-477,7	56,5
$\text{CaSO}_4 \times 0,5\text{H}_2\text{O(к)}$	-1 577,8	-1 437,8	130,6
$\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O(к)}$	-2 023,98	-1 798,7	194,3
CaSiO_3 (к)	-1 636	-1 550,8	81,98
CaTiO_3 (к)	-1 654,77	-1 596,41	–
CaWO_4 (к)	-1 638,6	-1 533,85	151,0
Cd (г)	111,92	77,37	167,65
Cd (к)	0	0	51,76
Cd^{2+} (р)	-72,4	-77,65	-70,91
CdBr_2 (к)	-315,3	-295,8	138,83
CdCO_3 (к)	-754,6	-674,5	96,7
CdCl_2 (к)	-390,8	-343,2	115,27
CdF_2 (к)	-700,4	-649,5	84
CdI_2 (к)	-204,2	-201,3	158,32
$\text{Cd(NO}_3)_2 \times 4\text{H}_2\text{O(к)}$	-1 653,2	-1 236,5	393
$\text{Cd(NO}_3)_2 \times 2\text{H}_2\text{O(к)}$	–	-748,94	–
CdO (к)	-200,0	-229,3	54,8
Cd(OH)_2 (к)	-561,5	-473,8	93,04
Cd(OH)^{2-}_4 (к)	–	-755	–
CdS (к)	-156,9	-153,2	71,1
CdSO_4 (к)	-934,4	-823,9	123,05
Cl (г)	121,3	105,3	165,1
Cl^- (г)	-233,6	-239,9	153,2
Cl^- (р)	-167,2	-131,4	56,54
Cl_2 (г)	0	0	222,9
ClF (г)	-49,9	-51,4	217,8
ClF_3 (рід)	-157,7	-117,8	281,5
ClO^- (р)	-110,1	-36,6	33

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
ClO_2 (г)	105	122,3	257,0
ClO_2^- (р)	-69,0	14,6	100,4
ClO_3^- (р)	-98,3	-2,6	163,2
ClO_4^- (р)	-131,4	-10,8	180,7
Cl_2O (г)	75,7	93	266,2
Cl_2O_7 (г)	286,6	399,1	—
Cl_2O_7 (рід)	251	—	—
HCl (г)	-91,8	-94,79	186,8
HCl (р)	-166,9	-131,2	56,5
HClO (р)	-124,3	-79,6	129
HClO_4 (рід)	-34,5	84,31	188,0
Co (г)	424,68	380,16	179,41
Co (к)	0	0	30,04
Co^{2+} (р)	-59,41	-53,55	-112,97
Co^{3+} (р)	94,2	129,8	-285,21
CoBr_2 (к)	-223,84	-210,46	135,56
CoCO_3 (к)	-722,6	-651,0	—
CoCl_2 (к)	-325,5	-282,4	106,3
$\text{CoCl}_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	—	-1 735,94	—
CoI_2 (к)	-102,1	-97,5	158,2
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$ (к)	—	-241,42	—
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ (к)	—	-221,33	333,57
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ (к)	-430,5	-230,5	192
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	- 655,6	—	—
CoO (к)	-239,3	-213,4	43,9
Co_3O_4 (к)	-879	-761,5	102,9
$\text{Co}(\text{OH})_2$ (к)	-541,0	-456,1	82
$\text{Co}(\text{OH})_3$ (к)	-730,53	-596,64	83,68
CoS (к)	-80,75	-82,84	67,36
CoSO_4 (к)	-868,2	-761,9	113,4
$\text{CoSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ (к)	—	-2 453,5	406,05
Cr (г)	397,5	352,64	174,22
Cr (к)	0	0	23,6
Cr^{2+} (р)	-139,0	-183,4	41,9
Cr^{3+} (р)	-236,1	-223,2	-215,6

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
$\text{Cr}(\text{CO})_6$ (г)	-1 005,8	-950,6	487,56
$\text{Cr}(\text{CO})_6$ (к)	-1 077,4	-970,4	314
$\text{Cr}(\text{CO})_6$ (г)	-1 005,8	-950,6	487,56
$\text{Cr}(\text{CO})_6$ (к)	-1 077,4	-970,4	314
CrCl_2 (к)	-395,4	-356,3	115,65
CrCl_3 (к)	-570,3	-500,7	124,7
CrF_3 (к)	-1 159,0	-1 089,3	94,14
CrF_6 (к)	—	-1 090,06	—
CrN (к)	-123,4	-103,5	52,7
CrO_3 (к)	-585,76	-506,26	71,96
Cr_2O_3 (к)	-1 140,6	-1059	81,2
CrO_4^{2-} (р)	-882,2	-739,92	54
CrO_7^{2-} (р)	-1 491,9	-1 305,4	270,57
CrO_2Cl_2 (рід)	-598,73	-524,67	209,2
$\text{Cr}(\text{OH})_2$ (к)	-677,81	-587,85	81,17
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ (к)	-999,98	-849,02	80,33
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (к)	-3 308	-2 984	288
Cs (г)	78,1	50,9	175,5
Cs (к)	0	0	84,35
Cs^+ (р)	-247,7	-282,04	133,1
CsBr (к)	-394,6	-383,3	121
Cs_2CO_3 (к)	—	-1 039	188,7
CsCl (к)	-433,0	-404,2	90,0
CsF (к)	-530,9	-505,4	79
CsH (к)	-49,9	-29,3	79
CsI (к)	-351,3	-333,5	130
CsNO_3 (к)	-494,2	-395,0	49,0
Cs_2O (к)	-317,6	-274,5	123,8
Cs_2O_2 (к)	-402,5	-327,2	118,0
$\text{Cs}(\text{OH})$ (к)	-406,7	-362,3	93,3
CsO_2 (к)	-289,5	-211,3	—
Cs_2S (к)	-364	-326	146
Cs_2SO_4 (к)	-1 642,6	-1 300	205,9
Cu (г)	339,32	299,69	166,27
Cu (к)	0	0	33,15

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
Cu^+ (р)	71,55	50,21	39,33
Cu^{2+} (р)	66,99	65,61	-92,8
CuBr (к)	-103,5	-99,58	96,11
CuBr_2 (к)	-143	-131,1	146
CuCO_3 (к)	-595,4	-518,3	88
CuCl (к)	-137,3	-120,1	87,0
CuCl_2 (к)	-215,6	-171,4	108,1
CuCl_2 (р)	-277,6	-244,59	210,95
$\text{CuCl}_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$ (к)	-818,6	-660,1	190,6
CuF_2 (к)	-537,6	-487,8	68,6
CuI (к)	-68	-69,7	96,7
CuI_2 (к)	-	-11,71	163,18
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$ (р)	-	-30,51	117,74
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ (р)	-	-111,5	280,5
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (к)	-305,34	-117,15	192,46
CuO (к)	-162	-129,4	42,63
Cu_2O (к)	-173,2	-150,5	92,93
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ (к)	-444,3	-359,4	84
$\text{Cu}(\text{OH})_4^{2-}$ (р)	-894,3	-658,2	43,34
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (к)	-1 051	-900,9	211,6
Cu_2O (к)	-173,2	-150,5	92,93
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ (к)	-444,3	-359,4	84
$\text{Cu}(\text{OH})_4^{2-}$ (р)	-894,3	-658,2	43,34
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (к)	-1 051	-900,9	211,6
CuS (к)	-53,1	-53,6	66,5
CuSO_4 (к)	-770,9	-661,8	109
$\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2 279,4	-1 879,9	300
F (г)	79,5	62,4	158,7
F^- (г)	-259,7	-266,6	145,5
F^- (р)	-331,7	-277,9	-13,8
F_2 (г)	0	0	202,9
HF (г)	-270,9	-272,8	173,7
HF (р)	-320,08	-296,86	-
HF_2^- (р)	-642,3	-576,7	113,6
Fe (г)	416,31	370,67	180,38

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
Fe (κ)	0	0	27,15
Fe ²⁺ (p)	-87,17	-78,96	-130,96
Fe ³⁺ (p)	-46,39	-4,52	-309,17
FeBr ₂ (κ)	-251,4	-239,6	140
FeBr ₃ (κ)	-269	-246	184
Fe ₃ C (κ)	25	18,8	108
Fe(CN) ³⁻ ₆ (p)	635,13	803,75	267,78
Fe(CN) ⁴⁻ ₆ (p)	530,11	769,44	92,05
FeCO ₃ (κ)	-738,15	-665,1	95,4
Fe(CO) ₅ (κ)	-764	-695,2	338
FeCl ₂ (κ)	-341,75	-302,35	118,0
FeCl ₃ (κ)	-396,23	-340,16	145,6
FeO (κ)	-264,8	-244,3	60,75
Fe ₂ O ₃ (κ)	-822,2	-740,3	87,4
Fe ₃ O ₄ (κ)	-1 117,1	-1 014,2	146,2
Fe(OH) ₂ (κ)	-561,7	-479,7	88
Fe(OH) ²⁻ ₄ (p)	–	-770,4	–
Fe(OH) ₃ (κ)	-826,6	-699,6	105
FeS (κ)	-100,4	-100,8	60,29
FeS (пирит,κ)	-163,2	-151,8	52,93
FeSO ₄ (κ)	-929,47	-825,54	21,04
FeSO ₄ ×7H ₂ (κ)	-3016	-2512	409,1
Fe ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	-2584	-2253	282,8
FeSiO ₃ (κ)	-1 195,8	-1 118,3	93,99
FeTiO ₃ (ільменіт)	-1 253,95	-1 173,19	142,67
Ga (γ)	271,7	233,2	–
Ga (κ)	0	0	41,1
Ga ³⁺ (p)	-215,8	-161,78	-327,6
GaCl ₃ (κ)	-524,7	-492,8	133,4
GaF ₃ (κ)	–	-941,4	83,7
Ga ₂ O ₃ (κ)	-1 089	-998,2	–
Ga(OH) ₃ (κ)	-1 014,6	-831,78	84,9
Ga(OH) ³⁻ ₆ (p)	–	-1 431,0	–
GaP (κ)	-121,7	–	–
Ga ₂ S ₃ (κ)	-569	–	–

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
GaSb (κ)	–41,5	–38,2	80,8
Ge (Γ)	376,5	335,8	167,7
Ge (κ)	0	0	31,3
GeCl ₄ (Γ)	–504,6	–466,0	347,7
GeCl ₄ (ρ)	–569	–497	251,0
GeF ₄ (Γ)	–1190	–1150	303
GeH ₄ (Γ)	90,8	113,2	217,1
GeH ₆ (Γ)	159,4	–	–
GeO (κ)	–255	–226,8	50,2
GeO ₂ (κ)	–554,7	–500,8	55,27
GeS (κ)	–70,09	–70,97	65,98
GeS ₂ (κ)	–38,38	–39,9	78,27
GeSe (κ)	–82,4	–84,0	79,0
H (Γ)	217,98	203,3	114,6
H ⁺ (Γ)	1 536,2	1 516,99	108,8
H ⁺ (ρ)	0	0	0
H ₂ (Γ)	0	0	130,52
He (Γ)	0	0	126,04
Hf (Γ)	702,9	656,89	186,77
Hf (κ)	0	0	43,55
HfC (κ)	–217,15	–205,6	40,08
HfCl ₄ (κ)	–990	–901	191
HfF ₄ (κ)	–1 930	–1 830	113
HfO ₂ (κ)	–1 117,5	–1 061,1	59,33
Hf(OH) ₄ (κ)	–	–361,89	–
Hg (Γ)	63,1	31,85	174,85
Hg (ж)	0	0	75,9
Hg ²⁺ (ρ)	173,58	164,79	25,17
Hg ²⁺ ₂ (ρ)	171,87	153,7	82,24
HgBr ₂ (κ)	–169,9	–155,5	179,8
Hg ₂ Br ₂ (κ)	–207,1	–181,3	217,7
HgCO ₃ (κ)	–553,29	–468,61	184,1
HgCl ₂ (κ)	–228,2	–180,9	140,02
Hg ₂ Cl ₂ (κ)	–265,1	–210,8	192,76
HgI ₂ (κ)	–105,4	–103,05	184,05

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (к)	-226	–	–
$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$ (к)	–	-536,6	–
HgO (к)	-90,9	-58,4	70,3
Hg_2O (к)	-91,3	-55,4	130,2
HgS (к)	-59,0	-51,4	82
HgSO_4 (к)	-707,9	-590,0	136,4
Hg_2SO_4 (к)	-744,65	-627,45	200,7
I (г)	106,3	69,5	178,8
Γ (г)	-195	-221	167,4
Γ (р)	-55,9	-51,7	109,4
I_2 (г)	62,43	19,37	260,59
I_2 (к)	0	0	116,15
ICl (г)	17,41	-5,81	247,4
ICl_3 (к)	-88,3	-22,1	167,2
IF (г)	-125	-127,1	235,9
IF_5 (к)	-834,3	-763,9	328,9
IO_3^- (р)	-230,1	-135,6	115,9
HI ()	26,57	1,78	206,48
HI ()	-55,2	-51,5	111,3
H_5IO_6 ()	-761,5	–	–
In (г)	–	203,5	173,7
In (к)	0	0	57,82
In^{3+} (р)	-182,4	-98,4	-253,7
InAs (к)	-25,9	-24,2	41,0
InCl (к)	-186,2	-164,0	95,0
InCl_3 (к)	-537,2	-460	138
In_2O_3 (к)	-925,9	-831,9	107,9
$\text{In}(\text{OH})_3$ (к)	-760,0	-761,6	106,7
InP (к)	88,7	76,99	31,1
$\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$ (к)	-2 725,5	-2 385,7	302,1
InSb (к)	-15,35	-14,1	88,3
Ir (г)	627,6	580,77	178,4
Ir (к)	0	0	35,48
IrCl_3 (к)	-242,7	-198,7	150,6
IrF_6 (г)	-544	-458,7	357,7

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
IrO ₂ (κ)	–243	–188,4	59
IrS ₂ (κ)	–125,6	–	105,51
K (Γ)	89,16	60,67	160,23
K (κ)	0	0	71,45
K ⁺ (ρ)	–251,2	–281,3	102,5
KAg(CN) ₂ (κ)	–	35,9	142,2
KAlH ₄ (κ)	–166,5	–99,5	128,8
KBF ₄ (κ)	–1 881,5	–1 778,2	50,2
KBH ₄ (κ)	–948,8	–159,4	106,2
K ₂ B ₄ O ₇ (κ)	–3 334,2	–2 998,8	187,4
KBr (κ)	–392,5	–378,8	95,85
KBrO ₃ (κ)	–332,2	–243,5	149,2
KCN (κ)	–112,5	–103,9	137,03
K ₂ CO ₃ (κ)	–1 146,1	–1 059,8	156,32
KCl (κ)	–435,9	–408,0	82,56
KClO ₃ (κ)	–391,2	–289,9	142,97
KClO ₄ (κ)	–430,1	–300,4	151,0
K ₂ CrO ₄ (κ)	–1 382,8	–1 286,0	193
K ₂ Cr ₂ O ₇ (κ)	–2 033,0	–1 866	291,2
KF (κ)	–567,4	–537,7	66,60
KH (κ)	–63,4	–34,0	50,2
KHCO ₃ (κ)	–959,3	–860,6	128,7
KHF ₂ (κ)	–928,45	–860,6	104,6
KI (κ)	–327,6	–324,1	110,79
KIO ₃ (κ)	–508,4	–425,5	151,46
KIO ₄ (κ)	–464,9	–391,2	157,7
KMnO ₄ (κ)	–813,4	–713,8	171,71
K ₂ MnO ₄ (κ)	–1 184,07	–	–
KN ₃ (κ)	1,38	77,0	86,0
KNO ₂ (κ)	–370,3	–218,6	117
KNO ₃ (κ)	–493,2	–393,1	132,93
KOH (κ)	–425,8	–380,2	79,32
KOH (ρ)	–477,3	–440,5	91,6
KO ₂ (κ)	–280	–209	46,9
K ₂ O (κ)	–363,2	–322,1	94,1

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
K_2O_2 (κ)	-495,8	-429,8	113,0
$K_2[PtCl_6]$ (κ)	–	-1 107,92	329,7
$KReO_4$ (κ)	-1 100,3	-995,7	167,7
K_2S (κ)	-428,4	-404,2	111,3
$K_2SO_3 \times 2H_2O$ (κ)	-1 116,7	-1 025	156,5
K_2SO_4 (κ)	-1 433,7	-1 316,4	175,7
$K_4[Fe(CN)_6] \times 3H_2O$ (κ)	-1 423,8	-1 097,5	598
$K_3[Fe(CN)_6]$ (κ)	-173,2	-51,9	420,1
K_2TiO_3 (κ)	-1 609,17	–	237,23
Kr (г)	0	0	164
La (г)	416,73	379,35	182,3
La (κ)	0	0	57,3
$LaCl_3$ (κ)	-1 070,7	-1 028,8	144,3
La_2O_3 (κ)	-1 793,1	-1 705,8	128,4
$La_2(SO_4)_3$ (κ)	-3 932,1	-3 598,2	–
Li (г)	160,5	127,4	139,6
Li (κ)	0	0	28,6
$LiAlH_4$ (κ)	-117	-48,4	87,9
$LiBr$ (κ)	-350,3	-338,9	66,9
$LiCl$ (κ)	-408,3	-384,0	59,3
LiF (κ)	-612,1	-584,1	35,9
$LiFeO_2$ (κ)	-729,02	-672,8	75,3
LiH (κ)	-90,7	-68,5	20,0
LiI (κ)	-271,1	-266,9	75,7
$LiOH$ (κ)	-487,2	-442,2	42,8
$LiOH$ (p)	-508,7	–	–
Li_2CO_3 (κ)	-1 215,6	-1 132,4	90,37
$LiNO_3$ (κ)	-482,3	-389,5	105
Li_2O (κ)	-595,8	-562,1	37,89
Li_2SO_4 (κ)	-1 434,4	-1 324,7	113
Mg (г)	146,4	111,9	148,5
Mg (κ)	0	0	32,7
Mg^{2+} (p)	-467	-455,1	138
$MgBr_2$ (κ)	-517,6	–	117
$MgBr_2 \times 6H_2O$ (κ)	-2 407	-2 054	397

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
MgCO_3 (к)	-1 113	-1 029,3	65,7
MgCl_2 (к)	-641,1	-591,6	26,9
MgF_2 (к)	-1 113	-1 071	57,2
$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2 499,6	-2 115,6	366
MgO (к)	-601,8	-569,6	26,9
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ (к)	-924,7	-833,7	63,14
MgSO_4 (к)	-1 301,4	-1 158,7	91,6
$\text{MgSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ (к)	-3 384	-2 868	—
Mn (г)	279,2	236,98	173,6
Mn (к)	0	0	32
Mn^{2+} (р)	-223,01	-227,61	-74,89
MnCO_3 (к)	-881,7	-811,4	109,5
nCl_2 (к)	-481,2	-440,4	118,2
$\text{MnCl}_2 \times 4\text{H}_2\text{O}$ (к)	-1687,4	-1426	311,5
MnO (к)	-385,1	-363,3	61,5
MnO_2 (к)	-521,5	-466,7	53,1
$\text{Mn}(\text{OH})_2$ (к)	-700,0	-618,7	94,9
Mn_3O_4 (гаусманит,к)	-1 387,6	-1 282,9	154,8
MnO_4^- (р)	-542,66	-449,36	191,21
Mn_2O_7 (к)	-728,43	-543,92	—
MnSO_4 (к)	-1 066,7	-959,0	112,5
Mo (г)	658,98	604,91	181,84
Mo (к)	0	0	28,6
$\text{Mo}(\text{CO})_6$ (к)	-983,2	-878,6	327
MoCl_2 (к)	-288,7	-144,77	119,24
MoCl_3 (к)	-393	-204	138
MoCl_4 (к)	-479,5	-391,6	180
MoCl_5 (к)	-526,8	-420,6	230
MoF_6 (к)	-1 585,4	-1 473,0	259,7
MoO_2 (к)	-589,1	-533,2	46,28
MoO_3 (к)	-745,2	-668,1	77,74
MoO_4^{2-} (р)	-996,63	-915,46	58,58
H_2MoO_4 (к)	-1 046,1	-950	-159
Mo_2C (к)	-46	-46,9	—
MoS_2 (к)	-248,1	-239,2	62,59

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
N (г)	472,78	455,5	153,2
N ₂ (г)	0	0	199,9
NF ₃ (г)	-126	-84,4	260,6
NH ₂ OH (к)	-115	-17,4	66,5
NH ₂ OH (р)	-98,3	-23,4	167,4
NH ₃ (г)	-46,19	-16,71	192,6
NH ₄ ⁺ (р)	-132,4	-79,5	114,4
(NH ₄) ₂ Al ₂ (SO ₄) ₄ × ×4H ₂ O (к)	-5 946,9	-4 938,5	686,2
NH ₄ Br (к)	-270,1	-174,7	112,9
NH ₄ CNS (к)	-82,0	10,5	261,12
NH ₄ Cl (к)	-314,2	-203,2	95,8
NH ₄ ClO ₄ (к)	-295,9	-88,8	184,3
NH ₄ NO ₂ (р)	-237,4	-116,8	253,7
NH ₄ NO ₃ (к)	-365,4	-183,8	151,0
(NH ₄) ₂ SO ₄ (к)	-1 180,0	-901,3	220
(NH ₄) ₂ CrO ₄ (к)	-1 182,4	-995,8	167,78
(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (к)	-1 799,12	—	—
NH ₄ VO ₃ (к)	-1051	-886,2	140,6
NO (г)	90,25	86,58	210,6
NOBr (г)	82,2	82,4	273,5
NOCl (г)	52,5	66,9	261,5
NOF (г)	-66,5	-51,0	247,9
NOI (г)	100	92,4	282,8
NO ₂ (г)	33	51,5	240,2
NO ₂ Cl (г)	12,55	54,39	272,04
NO ₂ F (г)	-108,78	-66,45	260,15
NO ₃ ⁻ (р)	-207,5	-111,7	147,3
NO ₃ F (г)	10,46	73,61	292,83
N ₂ H ₄ (г)	95,40	159,28	238,36
N ₂ H ₄ (ж)	50,50	149,2	121,4
N ₂ O (г)	82,1	104,2	220,0
N ₂ O ₃ (г)	83,3	140,6	307,3
N ₂ O ₄ (ж)	19,05	98,0	209,3
N ₂ O ₅ (к)	-42,7	114,2	178,4

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
HN_3 (г)	294,0	328,03	238,86
HN_3 (ж)	–	327,2	140,6
HNO_2 (р)	–119,2	–55,6	152,7
HNO_3 (г)	–135,1	–74,8	266,9
HNO_3 (ж)	–174,1	–80,8	156,6
Na (г)	108,3	77,3	153,6
Na (к)	0	0	51,45
Na (ж)	2,48	10,5	57,9
Na^+ (г)	606,1	575,6	147,9
Na^+ (р)	–239,9	–262,13	58,91
NaAlCl_4 (к)	–1 142,8	–1 041,8	188,3
NaAlH_4 (к)	–114,5	–48,53	123,85
NaAlO_2 (к)	–1 132,2	–1 066,27	70,4
NaAlSiO_4 (к, нефелин)	–4 051,5	–1 960,7	124,26
NaBH_4 (к)	–183,3	–119,5	101,3
NaBO_2 (к)	–1 059	–922,8	73,39
NaBr (к)	–361,4	–349,3	86,82
NaBrO_3 (к)	–342,8	–252,6	130,5
NaCN (к)	–89,8	–80,4	118,5
NaCNO (к)	–93,6	–81,4	124,85
NaCNS (к)	–410,0	–362,4	113
NaCl (к)	–189,4	–201,3	229,7
NaCl (к)	–411,1	–384,0	72,12
NaClO_3 (к)	–365,4	–275	129,7
NaClO_4 (к)	–382,8	–282	140
NaF (к)	–573,6	–543,3	51,3
$\text{NaF} \times \text{HF}$ (к)	–902,8	–806,74	90,7
NaH (к)	–56,4	–38	188
NaHCO_3 (к)	–947,7	–851,9	102
NaI (к)	–287,9	–284,6	98,5
NaNO_2 (к)	–359	–295	106
NaNO_3 (к)	–466,7	–365,9	116
NaN_3 (к)	21,3	99,9	70,5
NaOH (к)	–425,6	–380,7	64,4

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
NaOH (р)	–470	–419,2	48,1
NaO ₂ (κ)	–	–217,6	115,9
Na ₂ B ₄ O ₇ (κ)	–3 276,6	–3 081,6	189,5
Na ₂ CO ₃ (κ)	–1 131,0	–1 047,5	136,4
Na ₂ CO ₂ ×10H ₂ O (κ)	–4 083,5	–3 424,3	564,7
Na ₂ CrO ₄ (κ)	–1 333	–1 232	174,5
Na ₂ O (κ)	–416,0	–377,1	75,27
Na ₂ O ₂ (κ)	–540,4	–446,9	94,88
Na ₂ S (κ)	–370,3	–354,8	77,4
Na ₂ SO ₃ (κ)	–1 090	–1 002	146,0
Na ₂ SO ₄ (κ)	–1 384,6	–1 266,8	149,5
Na ₂ SO ₄ ×10H ₂ O (κ)	–4 324,17	–3 642,9	591,9
Na ₂ S ₂ O ₃ ×5H ₂ O (κ)	–2 602,4	–1 043	–
Na ₂ SiO ₃ (κ)	–1 525,4	–1 427,7	113,8
Na ₃ AlF ₆ (κ)	–	–3 140,7	238,5
Na ₃ PO ₄ (κ)	–1 935,5	–1 819	224,7
Nb (γ)	724,66	698,05	186,14
Nb (κ)	0	0	36,6
NbCl ₅ (κ)	–797,5	–687,7	226
F ₅ (κ)	–1 813,8	–1 698,7	157,3
Nb ₂ O ₅ (κ)	–1 898	–1 764,1	137,2
Ne (γ)	0	0	146,2
Ni (γ)	423,67	378,29	182,1
Ni (κ)	0	0	29,9
Ni ²⁺ (р)	–53,2	–45,59	–126,13
NiBr ₂ (κ)	–214	–201	129
NiCl ₂ (κ)	–304,2	–258,0	98,07
NiCl ₂ ×4H ₂ O (κ)	–	–1 250,6	–
NiF ₂ (κ)	–661,07	–624,25	73,6
NiI ₂ (κ)	–96,23	–89,12	157,74
Ni(NH ₃) ²⁺ ₄ (р)	–	–252,97	356,49
NiO (κ)	–239,7	–211,6	37,99
Ni(OH) ₂ (κ)	–543,5	–458,3	80
Ni(OH) ₃ (κ)	–678,23	–541,83	81,59
NiS (κ)	–79	–76,9	52,97

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
NiSO ₄ (к)	-873,5	-763,8	103,85
NiSO ₄ ×7H ₂ O (к)	-2 977,4	-2 463,3	378,9
O (г)	246,8	231,8	160,9
O ₂ (г)	0	0	205,04
O ₃ (г)	142,3	162,7	238,8
OH ⁻ (р)	-230,19	-157,42	-10,86
H ₂ O (г)	-241,82	-228,61	188,72
H ₂ O (ж)	-285,83	-237,24	70,08
H ₂ O ₂ (ж)	-187,8	-120,4	100,5
H ₂ O ₂ (р)	-191,4	-133,8	142,4
Os (г)	669,44	621,78	191,63
Os (к)	0	0	32,6
OsO ₂ (к)	-259,4	-209,2	—
OsO ₄ (к)	-394,0	-302,5	164
P (г)	314,64	278,28	163,1
P (к, бел.)	0	0	41,1
P (к, черн.)	-38,9	-33,47	22,7
P (к, красн.)	-17,6	-11,9	22,8
P ₄ (г)	58,9	24,5	279,9
PBr ₃ (г)	-132,0	-155,7	348
PBr ₃ (ж)	-184	-175,7	240,2
PCl ₃ (г)	-287,02	-260,5	311,7
PCl ₅ (г)	-366,0	-305,4	364,5
PF ₃ (г)	-956,5	-935,66	272,6
PF ₅ (г)	-1 593	-1 517,2	296
PH ₃ (г)	5,44	13,39	210,1
POCl ₃ (ж)	-597,1	-521,3	222,5
POF ₃ (г)	-1 197,3	-1 148,95	284,9
P ₄ O ₆ (к)	-1 640	—	—
P ₄ O ₁₀ (к)	-2 984,0	-2 697,8	228,8
HPO ₃ (к)	-976,9	—	—
HPO ₄ ²⁻ (р)	-1 298,7	-1 094,1	-36,8
H ₂ PO ₄ ⁻ (р)	-1 302,5	-1 135,1	90,37
H ₂ P ₂ O ₇ ²⁻ (р)	-2 278,6	-2 015,0	175,7
H ₃ PO ₃ (р)	-964,8	-856,8	167,3

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
H ₃ PO ₄ (р)	-1 288,3	-1 142,6	-158,1
H ₃ PO ₄ (к)	-1 279	-1 119,1	110,5
Pb (г)	195,6	162,2	175,3
Pb (к)	0	0	64,8
PbCO ₃ (к)	-699,6	-625,9	131,0
PbCl ₂ (к)	-359,8	-314,05	134,3
PbCrO ₄ (к)	-910,9	-819,6	152,7
PbI ₂ (к)	-175,2	-173,6	175,4
Pb(NO ₃) ₂ (к)	-451,7	-256,9	217,9
PbO (к)	-219,3	-189,1	66,2
PbO ₂ (к)	-276,6	-218,3	74,89
Pb ₃ O ₄ (к)	-723,4	-606,2	211,3
Pb(OH) ₂ (к)	-512,5	-451,2	—
PbS (к)	-100,4	-98,8	91,2
PbSO ₄ (к)	-920,6	-813,8	148,67
Pd (г)	393,3	354,81	166,94
Pd (к)	0	0	37,7
PbCl ²⁻ ₆ (р)	-621,7	-440,9	231,03
PbO (к)	-115,5	-85,3	38,9
Pt (г)	564	519,14	192,3
Pt (к)	0	0	41,5
PtBr ₄ (к)	-159	-105	163,5
PtCl ₄ (к)	-229,3	-163,8	267,9
PbCl ²⁻ ₄ (р)	-501,16	-363,0	155,03
PbCl ²⁻ ₆ (р)	-669,9	-485,01	223,6
PbI ₄ (к)	-59,4	-97,9	281
PbO ₂ (к)	-134	-84	69,1
Rb (г)	81,9	54,0	169,9
Rb (к)	0	0	76,2
RbBr (к)	-389,2	-378,1	112,3
Rb ₂ CO ₃ (к)	-1 128	-1 046,0	—
RbCl (к)	-430,6	-405,8	91,6
RbF (к)	-549,3	-523,4	75,3
RbH (к)	-54,31	-33,9	—
RbI (к)	-328,4	-325,5	118

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
RbNO ₃ (κ)	–489,7	–390,4	140,6
RbOH (κ)	–413,8	–364,0	79,5
Rb ₂ O (κ)	–330,1	–292,9	108,8
Re (Γ)	776,76	731,55	187,82
Re (κ)	0	0	36,5
ReBr ₃ (κ)	–164,43	–140,58	184,1
ReCl ₃ (κ)	–263,6	–199,99	158,99
ReCl ₅ (κ)	–361	–252,6	230
ReF ₆ (ж)	–1 382,1	–1 270,5	270,6
ReO ₂ (κ)	–423,84	–373,21	72,80
ReO ₃ (κ)	–592,9	–514,4	82,8
Re ₂ O ₇ (κ)	–1 272	–1 098	207,2
ReO ₄ [–] (p)	–791,61	–699,15	202,09
HReO ₄ (κ)	–761,49	–656,89	152,3
ReS ₂ (κ)	–138,9	–173,6	96,23
Re ₂ S ₇ (κ)	–451,4	–422,58	–
Rh (Γ)	556,89	510,91	–
Rh (κ)	0	0	31,5
RhCl ₆ ^{3–} (p)	–	–662,33	209,20
Ru (Γ)	602,5	555,63	186,4
Ru (κ)	0	0	28,5
RuO ₂ (κ)	–236,4	–184,1	60,67
RuO ₄ (κ)	–239,3	–150,6	141
S (Γ)	273	232,4	167,7
S (κ,монокл.)	0,38	0,188	32,6
S (κ,ромб.)	0	0	31,9
S ^{2–} (p)	35,81	92,47	–26,78
S ₂ (Γ)	127,6	78,6	228,18
S ₈ (Γ)	101,95	45,6	444,2
S ₂ Cl ₂ (ж)	–58,2	–	–
SO ₂ (Γ)	–296,9	–300,2	248,1
SO ₂ (κ)	–331,1	–	–
SO ₂ Cl ₂ (ж)	–391,2	–305,0	216,3
SO ₃ (Γ)	–396,1	–370	256,4
SO ₃ (ж)	–439,0	–368,04	122,05

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
SO ₃ (κ)	–454,51	–368,98	52,3
SO ₃ ²⁻ (р)	–635,54	–485,16	–29,28
SO ₄ ²⁻ (р)	–910,85	–744,93	20,08
H ₂ S (г)	–21	–33,8	205,7
H ₂ S (р)	–39,75	–27,9	121,3
H ₂ SO ₄ (ж)	–814,2	–690,3	156,9
Sb (г)	268,57	228,46	180
Sb (κ)	0	0	45,69
SbCl ₃ (κ)	–381,2	–322,5	183
Sb ₂ O ₅ (κ)	–1 007,5	–864,7	125,1
Sc (г)	343,1	302,2	174,68
Sc (κ)	0	0	34,3
Sc ₂ O ₃ (κ)	–1 908,6	–1 917,5	77
Se(κ)	0	0	34,3
Se (CT)	5,4	2,65	51,5
SeF ₆ (г)	–	–928,9	313,8
SeO ₂ (г)	–125,8	–133,2	264,8
SeO ₂ (κ)	–225,7	–171,6	66,7
H ₂ Se (г)	33	19,7	218,8
Si (г)	468,61	407,6	167,9
Si (κ)	0	0	18,8
SiC (κ)	–66,8	–60,35	16,62
SiCl ₄ (ж)	–687,8	–598,3	239,7
SiF ₄ (г)	–1 614,9	–1 572,5	282,6
SiF ₆ ²⁻ (р)	–2 399	–2 210,9	126,9
SiH ₄ (г)	34,7	57,2	204,56
Si ₂ H ₆ (г)	79,9	126,1	274,5
SiO ₂ (κ,кварц)	–908,3	–854,2	42,7
SiS ₂ (ж)	–156,1	–158,6	90,5
H ₂ SiO ₃ (аморф.)	–1 189,1	–1 019,1	–
H ₄ SiO ₄ (аморф.)	–1 480	–	–
Sn (г)	302,1	267,3	168,4
Sn (κ,белое)	0	0	51,6
Sn (κ,серое)	–2,1	–0,13	44,2
Sn ²⁺ (р)	–10,5	–27,3	–22,7

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
n^{4+} (р)	-2,43	-2,4	-226,1
SnCl_4 (ж)	-528,9	-457,7	299,6
SnH_4 (г)	162,3	187,8	228,7
SnO (к)	-286,0	-256,9	56,5
SnO_2 (к)	-580,8	-519,9	52,3
Sn(OH)_2 (к)	-506,3	-491,6	87,7
Sn(OH)_4 (к)	—	-946	155
SnS (к)	-110,2	-108,3	77,0
SnS_2 (к)	-82,5	-74,1	87,5
SnSO_4 (к)	-887	—	—
$\text{Sn(SO}_4)_2$ (к)	-1 650	-1 451	155,2
Sr (г)	164	130,9	135,1
Sr (к)	0	0	53,1
Sr^{2+} (р)	-545,5	-557,3	-26,3
SrCO_3 (к)	-1 218,4	-1 137,6	97,1
SrCl_2 (к)	-828,4	-781,2	117
SrF_2 (к)	-1 209,2	-1 160,6	81,6
SrI_2 (к)	-566,9	-559,8	159
$\text{Sr(NO}_3)_2$ (к)	-975,9	-778,2	195,5
SrO (к)	-590,4	-559,8	54,4
Sr(OH)_2 (к)	-959,4	-870,3	86,6
SrS (к)	-452,3	-447,7	68,2
SrSO_4 (к)	-1 451,0	-1 334,3	119,7
Ta (г)	781,99	739,2	185,1
Ta (к)	0	0	41,5
TaCl_5 (к)	-857,9	-750,5	238
TaF_5 (к)	-1 903,6	-1 790,8	170
Ta_2O_5 (к)	-2 045,14	-1 909,99	143,01
Tc (г)	648,52	604,55	180,96
Tc (к)	0	0	33,5
Tc_2O_7 (к)	-1 114,6	-937,8	191,9
TcO_4^- (р)	-723,8	-630,24	313,8
HTcO_4 (к)	-700,49	-591,07	139,33
Te (г)	191,7	152	182,4
Te (к)	0	0	49,56

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
TeF ₆ (κ)	–1 323,0	–1 226,4	337,26
TeO ₂ (Γ)	–51,9	–57,3	271,9
TeO ₂ (κ)	–322,6	–270,3	79,8
Ti (Γ)	471,12	426,53	180,2
Ti (κ)	0	0	30,6
TiBr ₄ (κ)	–619,2	–592	243,5
TiC (κ)	–209	–205,7	24,7
TiCl ₂ (κ)	–516,7	–472,67	105,85
TiCl ₃ (κ)	–719,6	–653,96	130,12
TiCl ₄ (Γ)	–763,2	–726,12	352,23
TiCl ₄ (ж)	–804,2	–737,4	252,4
TiF ₄ (аморф.)	–1 649,3	–1 559,2	133,95
TiH ₂ (κ)	–144,35	–105,13	29,71
TiI ₄ (Γ)	–287	–337,7	432,97
TiI ₄ (κ)	–386,6	–381,6	246
TiN (κ)	–336,81	–308,1	30,4
TiO (κ)	–526,3	–496,93	34,79
O ₂ (κ,рутил)	–943,9	–888,6	50,33
Ti ₂ O ₃ (κ)	–1518	–1431,0	77,3
H ₂ TiO ₃ (κ)	–	–1 058,55	–
Ti(OH) ₃ (κ)	–1 188,26	–	–
Tl (κ)	0	0	64,18
TlBr (κ)	–172,7	–167,4	122,6
TlCl (κ)	–204,1	–185,0	111,5
TlCl ₃ (κ)	–311,3	–290,8	–
TlF (κ)	–327	–306,2	95,69
Tl ₂ O (κ)	–167,4	–153,1	161,1
Tl ₂ O ₃ (κ)	–390,4	–321,4	148,1
Tl(OH) (κ)	–233,5	–190,6	255,2
Tl(OH) ₃ (κ)	–516,6	–	102,1
V (Γ)	515,34	469,49	182,2
V (κ)	0	0	28,9
V ²⁺ (p)	–221,9	–218,1	–114,32
V ³⁺ (p)	–257,9	–242,8	–271,53
VCl ₂ (κ)	–452,17	–406,12	97,1

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
VCl_3 (κ)	-582,41	-516,52	130,95
VCl_4 (ж)	-569,8	-505,6	259
VF_2 (κ)	-837,4	-791,3	77,5
VF_5 (ж)	-1 480,9	-1 378,4	191,9
VN (κ)	-217,15	-191,21	37,28
VO (κ)	-431,8	-402,6	33,6
VO^{2+} (р)	–	-456,06	-108,78
VO_2 (κ)	-720	-665	51,57
V_2O_3 (κ)	-1 219,1	-1 139,4	98,3
V_2O_5 (κ)	-1 552	-1 421,2	131
W (κ)	844,33	802,26	173,85
W (κ)	0	0	32,7
WC (κ)	-41,0	-39,5	35
$\text{W}(\text{CO})_6$ (κ)	-876,96	-825,9	4,184
WF_6 (κ)	-1 721,5	-1 635,9	353,5
WO_2 (κ)	-589,63	-533,87	50,55
WO_3 (κ)	-842,7	-763,9	75,94
WO_2Cl_2 (κ)	-835,54	-753,8	186,61
WO_4^{2-} (κ)	-1 115,45	-920,48	62,76
H_2WO_4 (κ)	-1 132	-1 036,4	117,2
Y (γ)	426,77	384,9	–
Y (κ)	0	0	46,0
YCl_3 (κ)	-982,4	-900	136,8
Y_2O_3 (κ)	-1 904	-1 800	99,2
$\text{Y}(\text{OH})_3$ (κ)	-1 412,5	-1 290,0	96,3
Zn (γ)	130,73	95,19	160,87
Zn (κ)	0	0	41,63
Zn^{3+} (р)	-153,74	-147,26	-110,67
ZnBr_2 (κ)	-329,7	-312,4	136
ZnCO_3 (κ)	-810,74	-732,48	92,47
ZnCl_2 (κ)	-415,05	-369,4	111,5
ZnF_2 (κ)	-764,4	-713,5	73,68
ZnI_2 (κ)	-208,2	-209,3	161,5
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ (р)	-67,7	-53,64	–

Закінчення таблиці А.1

1	2	3	4
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ (к)	-514,63	-298,82	193,72
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$ (к)	-1 111,05	-795,9	258,21
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \times 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2 306,8	-1 174,9	258,21
ZnO (к)	-350,6	-320,7	43,64
$\text{Zn}(\text{OH})_2$ (к, ромб)	-645,4	-555,9	76,99
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$ (р)	—	-905,42	—
ZnS (к)	-205,4	-200,7	57,74
$\text{ZnSO}_4 \times 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2 780,83	-2 325,56	363,8
$\text{ZnSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ (к)	-3 078,5	-2 563,9	388,7
Zr (г)	608,42	565,97	181,24
Zr (к)	0	0	39,0
ZrC (к)	-206,7	-197,4	33,3
ZrCl_4 (к)	-979,8	-889,3	181,4
ZrF_4 (к)	-1 911,3	-1 809,9	104,6
ZrO_2 (к)	-1 100,6	-1 042,8	50,38
ZrOCl_2 (к)	-986,6	-992,4	—
$\text{ZrOCl}_2 \times 8\text{H}_2\text{O}$ (к)	-3 468	-2 988,96	—

Таблиця А.2 – Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах

Рівняння процесу	E^0 , В
Азот	
$3N_2 + 2e^- = 2N_3^-$	-3,4
$N_2 + 4H_2O + 2e^- = 2NH_2OH + 2OH^-$	-3,04
$N_2 + 4H_2O + 4e^- = N_2H_4 + 4OH^-$	-1,15
$NO_2^- + H_2O + e^- = NO + 2OH^-$	-0,46
$NO_3^- + 2H_2O + 3e^- = NO + 4OH^-$	0,14
$NO_3^- + H_2O + 2e^- = NO_2^- + 2OH^-$	-0,01
$NO_3^- + 2H^+ + e^- = NO_2 + H_2O$	0,78
$NO_3^- + 10H^+ + 8e^- = NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
$NO_3^- + 3H^+ + 2e^- = HNO_2 + H_2O$	0,94
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- = NO + 2H_2O$	0,957
$HNO_2 + H^+ + e^- = NO + H_2O$	0,99
Алюміній	
$AlO_2^- + 2H_2O + 3e^- = Al + 4OH^-$	-2,35
$AlF_6^{3-} + 3e^- = Al + 6F^-$	-2,07
$Al^{3+} + 3e^- = Al$	-1,663
Барій	
$Ba^{2+} + 2e^- = Ba$	-2,905
Берилій	
$Be^{2+} + 2e^- = Be$	-1,847
Бор	
$BF_4^- + 3e^- = B + 4F^-$	-1,04
$BO_3^{3-} + 6H^+ + 3e^- = B + 3H_2O$	-0,165
Бром	
$BrO^- + H_2O + 2e^- = Br^- + 2OH^-$	0,76
$Br_2 + 2e^- = 2Br^-$	1,065
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e^- = Br^- + 3H_2O$	1,44
$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^- = Br_2 + 6H_2O$	1,52
$BrO_4^- + 2H^+ + 2e^- = BrO_3^- + H_2O$	1,88

Продовження таблиці А.2

Рівняння процесу	E^0 , В
Ванадій	
$V^{2+} + 2e^- = V$	1,175
$V^{3+} + 3e^- = V$	-0,255
$VO_2^+ + 4H^+ + 5e^- = V + 2H_2O$	-0,25
Вісмут	
$Bi(OH)_3 + 3e^- = Bi + 3OH^-$	-0,46
$BiO^+ + 2H^+ + 3e^- = Bi + H_2O$	0,320
$NaBiO_3 + 4H^+ + 2e^- = BiO^+ + Na^+ + H_2O$	1,8
Водень	
$H_2 + 2e^- = 2H^-$	-2,251
$2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$	-0,828
$2H^+ + 2e^- = H_2$	0,000
Вольфрам	
$WO_4^{2-} + 4H_2O + 6e^- = W + 6OH^-$	-1,05
$WO_4^{2-} + 8H^+ + 6e^- = W + 4H_2O$	0,049
Галій	
$Ga^{3+} + 3e^- = Ga$	-0,53
Гафній	
$Hf^{4+} + 4e^- = Hf$	-1,70
Германій	
$H_2GeO_3 + 4H^+ + 2e^- = Ge^{2+} + 3H_2O$	-0,363
$H_2GeO_3 + 4H^+ + 4e^- = Ge + 3H_2O$	-0,13
$Ge^{2+} + 2e^- = Ge$	0,000
Залізо	
$Fe(OH)_3 + e^- = Fe(OH)_2 + OH^-$	-0,53
$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	-0,440
$Fe^{3+} + 3e^- = Fe$	-0,037
$Fe(CN)_6^{3-} + e^- = Fe(CN)_6^{4-}$	0,356
$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$	0,771
$FeO_4^{2-} + 8H^+ + 3e^- = Fe^{3+} + 4H_2O$	1,700

Продовження таблиці А.2

Рівняння процесу	E^0 , В
Золото	
$\text{Au}(\text{CN})_2^- + e^- = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	0,61
$\text{Au}^{3+} + 2e^- = \text{Au}^+$	1,401
$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,498
$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	1,692
Йод	
$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e^- = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
$2\text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
$\text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,536
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2e^- = \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,6
$\text{IO}_4^- + \text{H}^+ + 2e^- = \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,64
Іридій	
$\text{IrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ir} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,93
$\text{Ir}^{3+} + 3e^- = \text{Ir}$	1,15
Кадмій	
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2e^- = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1,09
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e^- = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,403
Калій	
$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,924
Кальцій	
$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,866
Кисень	
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^-$	0,401
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07

Продовження таблиці А.2

Рівняння процесу	E0, В
Кобальт	
$\text{Co(CN)}_6^{3-} + e^- = \text{Co(CN)}_6^{4-}$	-0,83
$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,277
$\text{Co(NH}_3)_6^{3+} + e^- = \text{Co(NH}_3)_6^{2+}$	0,1
$\text{Co(OH)}_3 + e^- = \text{Co(OH)}_2 + \text{OH}^-$	0,17
$\text{Co}^{3+} + 3e^- = \text{Co}$	0,33
$\text{Co}^{3+} + e^- = \text{Co}^{2+}$	1,808
Кремній	
$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e^- = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,7
$\text{SiFe}_6^{2-} + 4e^- = \text{Si} + 6\text{F}^-$	-1,2
$\text{SiO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^- = \text{Si} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,455
Літій	
$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,045
Магній	
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,363
Марганець	
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	1,179
$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{Mn}^{3+} + e^- = \text{Mn}^{2+}$	1,509
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257
Мідь	
$\text{Cu(CN)}_2^- + e^- = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
$\text{CuI} + e^- = \text{Cu} + \text{I}^-$	0,185
$\text{Cu(NH}_3)_4^{2+} + 2e^- = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,153
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,337
$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	0,52

Продовження таблиці А.2

Рівняння процесу	E0, В
$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{e}^- = \text{CuCl}$	0,53
$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + \text{e}^- = \text{CuBr}$	0,64
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e}^- = \text{CuI}$	0,84
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^- + \text{e}^- = \text{Cu}(\text{CN})_2^-$	1,12
Молібден	
$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Mo} + 8\text{OH}^-$	-1,05
$\text{MoO}^{2+} + 3\text{e}^- = \text{Mo}$	-0,200
$\text{MoO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Mo} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,154
Миш'як	
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56
$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
Натрій	
$\text{Na}^+ + 2\text{e}^- = \text{Na}$	-2,714
Никель	
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{e}^- = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,49
Ніобій	
$\text{Nb}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Nb}$	-1,1
$\text{Nb}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^+ + 10\text{e}^- = 2\text{Nb} + 5\text{H}_2\text{O}$	-0,65
Олово	
$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2\text{e}^- = \text{HsnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,90
$\text{SnF}_6^{2-} + 4\text{e}^- = \text{Sn} + 6\text{F}^-$	0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0,136
$\text{SnO}_6 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,106
$\text{Sn}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Sn}$	0,01
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,151
Осмій	
$\text{OsO}_4 + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{Os} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,85
$\text{Os}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Os}$	0,85

Продовження таблиці А.2

Рівняння процесу	E0, В
Паладій	
$\text{Pd}_6^{2-} + 2\text{e}^- = \text{PdI}_4^{2-} + 2\text{I}^-$	0,623
$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pd}$	0,987
$\text{PdCl}_6^{2-} + 2\text{e}^- = \text{PdCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}^-$	1,288
Платіна	
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}$	1,188
Реній	
$\text{ReO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{ReO}_4 + 4\text{OH}^-$	-0,595
$\text{ReO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 7\text{e}^- = \text{Re} + 8\text{OH}^-$	-0,584
$\text{ReO}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Re}$	0,3
$\text{ReO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7\text{e}^- = \text{Re} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,37
Родій	
$\text{Rh}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Rh}$	0,8
Ртуть	
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0,37
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}$	0,788
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}$	0,850
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}_2^{2+}$	0,920
Рубідій	
$\text{Rb}^+ + \text{e}^- = \text{Rb}$	-2,925
Рутеній	
$\text{Ru}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ru}$	0,45
$\text{RuO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Ru} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,79
Свинець	
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0,126
$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{PbO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,2
$\text{PbO}_3 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,449
$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+}$	1,694
Селен	
$\text{Se} + 2\text{e}^- = \text{Se}^{2-}$	-0,92

Продовження таблиці А.2

Рівняння процесу	E0, В
$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
$\text{Se}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	0,366
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,741
$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
Сірка	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{S} + 8\text{OH}^-$	-0,75
$\text{S} + 2\text{e}^- = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,22
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,010
Срібло	
$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + \text{e}^- = \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	-0,29
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{e}^- = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	0,373
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	0,799
Стронцій	
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sr}$	-2,888
Сурьма	
$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	0,675
$\text{SbO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Sb} + \text{H}_2\text{O}$	0,212
$\text{SbO}_2^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Sb} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,446
$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{SbO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,58
Талій	
$\text{Tl}^+ + \text{e}^- = \text{Tl}$	0,336
$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ti}^+$	1,252
Тантал	
$\text{Ta}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^+ + 10\text{e}^- = 2\text{Ta} + 5\text{H}_2\text{O}$	-0,750
Телур	
$\text{Te} + 2\text{e}^- = \text{Te}^{2-}$	-1,14

Продовження таблиці А.2

Рівняння процесу	E^0 , В
$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
$\text{TeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Te} + 6\text{OH}^-$	0,57
$\text{TeO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{TeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,892
$\text{H}_6\text{TeO}_6 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{TeO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,02
Технецій	
$\text{Tc}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Tc}$	0,4
$\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7\text{e}^- = \text{Tc} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,47
$\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Tc}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,5
Титан	
$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ti}$	-1,630
$\text{Ti}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ti}$	-1,23
$\text{TiF}_6^{2-} + 4\text{e}^- = \text{Ti} + 6\text{F}^-$	1,19
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$	-0,88
$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- = \text{Ti}^{2+}$	-0,368
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{O} + \text{e}^- = \text{Ti}(\text{OH})_6^{3+}$	0,1
Вуглець	
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{C} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,475
Фосфор	
$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,12
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,39
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,383
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
Фтор	
$\text{OF}_2 + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	2,1
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{F}^-$	2,87
Хлор	
$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63

Закінчення таблиці А.2

Рівняння процесу	E^0 , В
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,189
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-$	1,359
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,451
Хром	
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cr}$	-0,913
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}$	-0,744
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+}$	0,407
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	0,13
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,945
$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,188
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,477
Цезій	
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- = \text{Cs}$	-2,923
Цинк	
$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{CN}^-$	-1,26
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,763
$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
Цирконій	
$\text{ZrO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Zr} + \text{H}_2\text{O}$	-1,570
$\text{Zr}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Zr}$	-1,539
$\text{ZrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Zr} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,43
Лантаноїди	
$\text{La}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{La}$	-2,522
$\text{Ce}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ce}$	-2,48
$\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- = \text{Ce}^{3+}$	1,61
$\text{Pr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Pr}$	-2,468
$\text{Pm}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Pm}$	-2,423
$\text{Sm}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sm}$	-3,121
$\text{Eu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Eu}$	-3,395

Таблиця Б.3 – Довжина хвиль у видимій області спектру та відповідні їм кольори

Інтервали довжини хвиль поглинаемого світла, нм	Колір поглинаемого випромінювання	Колір, що спостерігається
400–435	Фіолетовий	Жовто-зелений
435–480	Синій	Жовтий
480–490	Зеленувато-синій	Помаранчевий
490–500	Синьо-зелений	Червоний
500–560	Зелений	Пурпуровий
560–580	Жовто-зелений	Фіолетовий
580–595	Жовтий	Синій
595–605	Помаранчевий	Зеленувато-синій
605–730	Червоний	Синьо-зелений
730–760	Пурпуровий	Зелений

Навчальне видання

ГУРІНА Галина Іванівна

ГАЛОГЕНИ ТА ЇХНІ ПОХІДНІ

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

Відповідальний за випуск *І. С. Зайцева*

Редактор *О. В. Михаленко*

Комп'ютерне верстання *І. В. Волосожарова*

Дизайн обкладинки *Т. А. Лазуренко*

Підп. до друку 09.07.2018. Формат 60 x 84/16.

Друк на ризографі. Ум. друк. арк. 7,3.

Тираж 50 пр. Зам. №

Видавець і виготовлювач:

Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002.

Електронна адреса: rectorat@kname.edu.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК № 5328 від 11.04.2017.